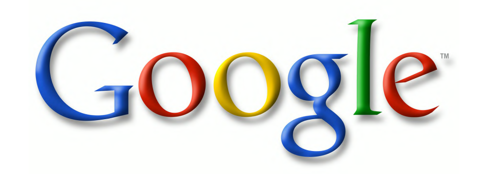
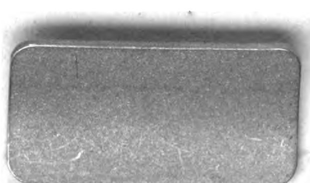










ABRÉGÉ ÉLÉMENTAIRE

DE CHIMIE

CONSIDÉRÉE COMME SCIENCE ACCESSOIRE
A L'ÉTUDE DE LA MÉDECINE, DE LA PHARMACIE
ET DE L'HISTOIRE NATURELLE;

PAR J.-L. LASSAIGNE,

Professeur de chimie et de physique à l'École royale vétérinaire d'Alfort, Membre de la *Société* de chimie médicale et de pharmacie de Paris, Correspondant de la Société philomatique et de la Société d'histoire naturelle de la même ville, correspondant de la Société royale de médecine de Marseille, de la Société d'émulation de Cambrai, de la Société royale des sciences de Nanci, et de la Société des pharmaciens de l'Allemagne Septentrionale.

DEUXIÈME ÉDITION,

Revue, corrigée et augmentée
de la synonymie chimique des corps simples
et composés les plus employés.

TOME II.



PARIS,

BÉCHET JEUNE,

LIBRAIRE DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE,

PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, 4.

1836



TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES

DANS LE DEUXIÈME VOLUME.



CHAPITRE PREMIER.

CHAPITRE II.

CHAPITRE III.

CHAPITRE IV.

CHAPITRE V.

CHAPITRE VI.

CHAPITRE VII.

CHAPITRE VIII.

CHAPITRE IX.

CHAPITRE X.

CHAPITRE XI.

CHIMIE ANIMALE.

CHAPITRE XII.

PRINCIPES IMMÉDIATS NEUTRES.

CHAPITRE XIII.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS COLORÉS.

CHAPITRE XIV.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS HYDROGÉNÉS.

CHAPITRE XV.

CHAPITRE XVI.

DES PRODUITS ARTIFICIELS.

CHAPITRE XVII.

DES FLUIDES ANIMAUX.

CHAPITRE XVIII.

CHAPITRE XIX.

DES FLUIDES SÉCRÉTÉS ACIDES.

CHAPITRE XX.

CHAPITRE XXI.

DES SOLIDES ANIMAUX.

CHAP. XXII.

ANIMAUX INVERTÉBRÉS

CHAP. XXIII.

CHAP. XXIV.



ABRÉGÉ ÉLÉMENTAIRE DE CHIMIE.

CHAPITRE PREMIER.

Des sels ou de la combinaison des acides avec les oxides métalliques.

La dénomination de *sel*, donnée autrefois à certains composés solubles dans l'eau, plus ou moins analogues au *sel marin*, et que des expériences ultérieures ont appris n'être qu'un composé du premier ordre, formé de *chlore* et de *sodium*, n'est plus réservée aujourd'hui que pour désigner le résultat de la combinaison des acides avec les oxides métalliques ou avec d'autres composés électro-positifs remplissant, par rapport aux premiers, les fonctions de bases.

Ces deux classes de corps bien distinctes peuvent, comme nous l'avons déjà fait observer dans le premier volume pour les corps combustibles, s'unir en plusieurs proportions définies, et toujours dans un rapport simple. On remarque encore ici que, dans l'union de ces corps entre eux, les propriétés respectives changent plus ou moins, et même que celles qui les caractérisaient disparaissent quelquefois entièrement, et se neutralisent réciproquement. C'est l'état de saturation où se trouvent les acides par rapport aux oxides qui avait fait désigner autrefois leurs combinaisons en *sels neutres*, *sels acides* ou *sur-sels*, *sels avec excès d'oxides* ou *sous-sels*; les premiers n'exer-

cent aucune réaction ni sur la teinture de tournesol ni sur le sirop de violettes; les seconds jouissent au contraire de la propriété de rougir le tournesol; et les troisièmes se comportent comme les oxides, en rétablissant la teinture de tournesol rougie, ou en verdissant la couleur bleue du sirop de violettes.

Toutefois les acides et les oxides ne se combinent que dans un petit nombre de proportions, au-delà desquelles il n'y a plus de combinaison possible. Il est reconnu aujourd'hui que les quantités d'acides et d'oxides qui existent dans les combinaisons salines sont entre elles comme les nombres proportionnels ou les multiples ou sous-multiples de ces composés. Cette loi, aussi générale pour l'union des corps simples que pour celle des corps composés, permet de bien établir le sens qu'on doit attacher à la neutralité d'un sel. On entend par *sel neutre*, un sel dans lequel une *proportion d'oxide* ou un *atome d'acide* se trouve saturé par une *proportion d'oxide* ou un *atome d'oxide*. Mais comme les acides et les oxides n'ont pas le même degré d'affinité les uns pour les autres, il arrive que, parmi les sels neutres formés dans ce rapport, quelques-uns rougissent le tournesol et quelques autres verdissent le sirop de violettes. Ces effets ne dépendent que de l'affinité plus grande qu'exercent les matières colorantes sur l'acide ou l'oxide qui sont combinés, effets qui déterminent le sel à réagir alors comme un acide ou un alcali faible.

Les sels acides ou les *sur-sels* se comportent à la vérité comme certains sels neutres à réaction acide; mais ils en diffèrent par une proportion d'acide qui toujours est un multiple de celle qui existe dans les sels neutres; tandis que dans les sels avec excès d'oxides ou *sous-sels*, c'est la quantité d'oxide qui est un multiple de celle qui est combinée dans les sels neutres.

Une conséquence naturelle des combinaisons à proportions définies des acides et des oxides, c'est le rapport simple et invariable de l'oxigène de l'acide à l'oxigène de l'oxide dans les sels du même genre et au même état de saturation. Cette loi, qui dérive de la première, a été parfaitement démontrée par Richter, dans la différence de capacité des oxides pour les acides, et par M. Berzélius, qui en a généralisé les principes. Il suit de ce que nous venons d'exposer, que les quantités d'acide nécessaires pour neutraliser les oxides sont proportionnelles à la quantité d'oxigène que ces derniers renferment. C'est en effet ce que l'on observe par l'expérience.

117,7 parties de potasse saturent 100 parties d'acide sulfurique pour former un sel neutre; cette même quantité d'acide est saturée par 98,8 de deutoxide de cuivre et par 77,9 de soude. Or, chacune de ces quantités différentes de base contient exactement 19,96 parties d'oxigène; d'où l'on voit que plus un oxide renferme d'oxigène, moins il est nécessaire d'en employer pour neutraliser un acide, et *que les proportions des différentes bases qui saturent un poids donné d'un même acide, doivent renfermer toujours la même proportion d'oxigène.*

Un autre résultat qui est la suite de la combinaison des corps en proportions définies, c'est le rapport simple entre l'oxigène de l'acide et celui de l'oxide qu'il sature. Ainsi, dans les 100 d'acide sulfurique, il y a 59,88 parties d'oxigène, et, comme nous l'avons fait remarquer ci-dessus, il en existe 19,96 dans chacune des quantités d'oxide qui s'y combinent pour former un sel neutre. Ce qui établit le rapport de l'oxigène de l'acide à celui de l'oxide : 59,88 : 19,96 :: 3 : 1.

Cette proportion s'observe dans tous les sulfates neutres, c'est-à-dire dans ceux qui sont formés suivant le rapport d'une proportion d'oxide et d'une proportion d'acide;

mais pour les sels acides et les sels basiques, ou avec excès d'oxide, le rapport change. Ainsi, dans les sulfates acides, si la quantité d'acide est en proportion double de celle qui se trouve dans les sels neutres, le rapport est :: 6 : 1. Pour les sels basiques ou sous-sels, si l'oxide est en quantité double, le rapport de son oxigène à celui de l'acide sera double de celui qui existait dans le premier cas. Cette règle s'applique à toutes les combinaisons salines; seulement, comme la composition des acides oxigénés n'est pas la même, les rapports sont différens. Ils suivent généralement le nombre d'atomes d'oxigène que renferment les acides. Ainsi, dans les carbonates neutres, le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2 : 1; dans les nitrates :: 5 : 1, etc.

La dénomination des sels n'est donc pas arbitraire; on est convenu de ne faire précéder par aucune épithète le nom des sels neutres, tandis qu'on ajoute les mots *bi*, *tri*, *quadri* aux sels acides, qui renferment une proportion d'acide double, triple ou quadruple de celle qui se trouve dans les sels neutres. Ainsi, l'on dit simplement sulfate de potasse, pour exprimer la combinaison neutre d'acide sulfurique et de potasse, celle qui est formée d'une proportion d'acide et d'une proportion de potasse; mais l'on appelle *bisulfate* et *trisulfate de potasse* les sulfates acides de potasse contenant une proportion double ou triple d'acide; l'on voit que ces noms sont faciles à comprendre, et indiquent de suite dans quel rapport l'oxide est uni à l'acide. Lorsque la proportion d'acide est une fois et demie celle du sel neutre, on fait précéder le nom du sel par le mot *sesqui*.

Les quantités de bases ou d'oxides sont également qualifiées de ces épithètes, lorsqu'on veut désigner un sel avec excès d'oxide ou de base. Ainsi l'on dit, sulfate de potasse *bi-basique*, *sesqui-basique*, pour exprimer que ce sous-

sel contient deux fois, ou une fois et demie, la quantité d'oxide contenue dans le sel neutre.

Les quantités d'oxides qui sont nécessaires pour saturer un acide quelconque sont toujours dans un rapport déterminé avec les quantités de la même base, qu'il faut pour saturer un autre acide: de manière qu'en connaissant la proportion des élémens de quelques sels, on peut exactement déduire leurs proportions dans d'autres sels. Ainsi, la quantité de potasse qui sature 100 parties d'acide sulfurique, est à la quantité de soude qui sature la même quantité de cet acide, comme la proportion de potasse est à celle de soude, nécessaire pour neutraliser 100 parties d'acide nitrique.

Exemple :

100	acide sulfurique	saturent...	117,7	potasse.
100	id	saturent...	77,9	soude.
100	acide nitrique	saturent...	87,1	potasse.
100	id.	saturent...	57,7	soude.

Or, 117,7 : 77,9 :: 87,1 : 57,7.

L'on voit, par ce qui précède, que les acides sulfurique et nitrique saturent des quantités différentes de potasse et de soude, mais qui sont proportionnelles entre elles, ou, en d'autres termes, que la capacité de saturation de l'acide sulfurique est plus grande que celle de l'acide nitrique. Cette capacité varie pour chaque acide en particulier, et, pour l'exprimer d'une manière générale, on détermine la quantité d'oxigène qui se trouve dans les divers oxides par lesquels 100 parties d'acide sont saturées; le nombre qu'on obtient représente *la capacité* de saturation de l'acide. Ainsi, en nous renfermant dans l'exemple précédent, on voit que 117,7 de potasse et 77,9 de soude, pour saturer 100 parties d'acide sulfurique, contiennent chacune 19,96 d'oxigène; par conséquent, la capacité de saturation de l'acide sulfurique est de 19,96, et comme 87,1 de

potasse et 57,7 de soude, qui saturent d'un autre côté 100 parties d'acide nitrique, contiennent chacune 14,75 parties d'oxigène, la capacité de saturation de l'acide nitrique est de 14,75.

La connaissance de la capacité de saturation d'un acide permet de calculer combien cet acide exige d'oxide, dont la composition est connue, pour former avec lui un sel neutre, et réciproquement, d'après la quantité d'oxide qu'il faut pour neutraliser un acide, quelle est la proportion d'oxigène qu'il contient? C'est par ce moyen qu'on est parvenu à déterminer exactement la quantité d'oxigène contenue dans plusieurs oxides dont l'analyse était inconnue.

Les règles que nous avons exposées ci-dessus sont générales sur la composition des sels produits par les oxacides ou acides oxigénés; mais quand on examine les combinaisons que les hydracides ou acides hydrogénés forment avec les oxides, on reconnaît qu'elles sont soumises à d'autres lois.

Si l'on suppose que ces acides s'unissent sans décomposition aux oxides, on trouve que la composition de ces sels est telle que l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'oxide sont dans les proportions nécessaires pour reformer de l'eau, et que le radical de l'acide est le plus souvent à la base de l'oxide dans le rapport où ils devraient se combiner pour produire un composé binaire proportionnel à l'oxide. Assurément ce rapport exact, où deux composés peuvent réagir l'un sur l'autre de manière à laisser combiner leurs élémens dans un autre ordre, milite beaucoup en faveur de la décomposition des hydracides par les oxides, si plusieurs expériences directes ne venaient pas encore justifier une opinion qui est admise par la plupart des chimistes; c'est pourquoi nous avons dans le cours de cet ouvrage considéré les combinaisons des hydracides

avec les oxides comme de simples composés binaires du radical de l'acide avec le métal. Dans cette hypothèse, nous avons décrit aux articles *Chlorures*, *Iodures*, *Sulfures* de chaque métal, les propriétés de ces composés, qu'on regardait autrefois comme des hydrochlorates, hydriodates, hydrosulfates, etc. Cependant M. Berzélius, et quelques autres chimistes adoptant son opinion, ont appliqué indistinctement le noms de *sels* à tous ces composés binaires, qu'ils distinguent sous le nom de *sels haloïdes* (de Ἀλς, sel, et Εἶδος, ressemblance), des composés salins proprement dits auxquels ils ont donné le nom de *sels amphides*.

Toutefois, nous avons cru devoir les faire figurer dans l'exposé des caractères génériques des sels, bien qu'ils en soient distincts sous plusieurs rapports. Notre but, dans cette circonstance, n'a pas été de discuter sur un point que nous ne sommes pas appelé à résoudre ici, mais de présenter les caractères distinctifs de ces combinaisons, soit qu'on admette l'une ou l'autre hypothèse.

Les sels, en général, ont été divisés, suivant la manière dont on les envisage, en *genres* et en *espèces*. On a donné le nom de *genres* aux groupes formés par la combinaison du même acide avec tous les oxides métalliques ou bases salifiables, et le nom d'*espèces* à ceux que produisent les différens oxides avec les acides; d'où l'on voit que le genre d'un sel est caractérisé par la nature de l'acide, et l'espèce par celle de l'oxide métallique qui lui est uni. Ainsi, les sulfates, les chlorates, comprennent chacun un genre dont le *sulfate de potasse* et le *chlorate de potasse* sont les espèces.

Avant d'étudier les propriétés qui appartiennent aux différens genres et aux différentes espèces salines, nous décrirons succinctement celles qui, en raison de leurs généralités, se retrouvent dans le plus grand nombre et leur

sont communes, telles sont les propriétés physiques, c'est-à-dire celles que ces combinaisons peuvent présenter, d'après leur état, leur couleur, leur odeur, leur saveur, leur densité et leur forme; enfin celles qui résultent de l'action que leur font éprouver le calorique, la lumière, l'électricité, le magnétisme et les différens agens chimiques, tels que l'air, l'eau, l'alcool, les corps simples, métalliques ou non métalliques, leurs composés, les acides, les oxides, enfin la réaction des sels les uns sur les autres.

Tous les sels sont solides à la température ordinaire; il en existe cependant, mais c'est un petit nombre, qui ne peuvent être obtenus sous cet état que lorsque leurs élémens se trouvent dans certains rapports.

La plupart n'ont point de couleur lorsque les acides et les oxides ne sont point colorés; mais quelquefois les sels formés par ces derniers ont une couleur distincte dans quelques circonstances : c'est lorsque quelques-uns d'entre eux renferment de l'eau combinée; tels sont les sels de protoxide de fer et de deutoxide de cuivre. Ces sels sont incolores lorsqu'ils sont anhydres, et ont, les premiers une couleur verte pâle, et les seconds une couleur bleu-ciel, quand ils sont combinés à une certaine quantité d'eau. Les combinaisons des oxides colorés avec les acides incolores ne sont généralement colorés que lorsque l'oxide est en excès. Quant aux acides qui ont une couleur particulière, on remarque que leurs composés sont toujours plus ou moins colorés; tels sont ceux que forment l'acide manganésique et l'acide chrômique avec les oxides. Toutefois on trouve des sels colorés qui ne participent en rien de la couleur de leurs élémens.

Aucun des sels produits par les oxides métalliques n'a d'odeur; il n'y a parmi les sels ammoniacaux que ceux qui contiennent un excès de base qui soient odorans; de ce nombre est le sous-carbonate d'ammoniaque.

La saveur n'est pas également développée dans tous les sels, ceux qui sont insolubles dans l'eau en sont tous généralement dépourvus, tandis que les autres en ont une plus ou moins marquée, mais qui est variable suivant la nature de l'oxide. Cette saveur est presque toujours la même dans les sels de la même espèce. Elle est sucrée et astringente dans les sels d'alumine; douce et sucrée dans les sels de glucine; âcre et piquante dans les sels de barite, de strontiane et de chaux; salée, fraîche et amère dans les sels de soude et de potasse; amère et salée dans les sels de magnésie; astringente, styptique dans les sels de fer; sucrée dans les sels de plomb; âcre et fortement styptique dans les sels mercuriels, etc. La sapidité d'un sel est en rapport avec sa solubilité, d'où il suit que les sels les plus solubles ont le plus de saveur.

La densité des sels, ou le poids qu'ils ont sous le même volume, est en rapport avec la densité de leurs élémens. C'est ainsi que les oxides des métaux les plus denses, en s'unissant aux acides pour former des sels, produisent des combinaisons qui ont une plus grande pesanteur spécifique que les autres. Cette propriété dépend aussi de la quantité d'oxide qui est saturée. Enfin, dans un même sel, la densité peut être variable suivant l'état de cohésion où se trouvent ses molécules; ainsi, un sel fondu en présentera toujours une plus grande que le même sel qui ne l'aura pas été.

Leur forme n'est pas moins différente; elle est plus ou moins régulière et présente des solides plus ou moins transparens, dont la structure géométrique est soumise à des lois invariables. Les formes qu'affectent ordinairement les sels sont l'octaèdre régulier, le prisme quadrangulaire, le prisme hexaèdre, le prisme rhomboïdal, le cube et leurs dérivés. Cette propriété que possèdent les sels de s'offrir toujours sous une même forme, devient un de leurs

principaux caractères distinctifs, du moins lorsque des causes étrangères ne viennent pas troubler la disposition de leurs molécules. Au reste, si la même substance se présente parfois dans la nature sous des formes différentes, on peut la ramener, comme l'illustre Haüy l'a démontré dans sa *Cristallographie*, à une forme unique qui est la même pour chaque corps, et à laquelle on a donné le nom de *forme primitive*, par opposition à celle qui diffère de celle-ci, et qu'on désigne sous le nom de *forme secondaire*.

L'influence que les agens physiques exercent sur les sels ne mérite pas moins d'être considérée d'une manière générale. Soumises à l'action du calorique, les substances salines se comportent d'une manière différente; un très-petit nombre se volatilise sans éprouver d'altération. Ce sont les sels dont l'acide et la base peuvent être gazéifiés ou volatilisés; tels sont l'hydrochlorate d'ammoniaque, le carbonate d'ammoniaque, et plusieurs autres sels ammoniacaux; quant à ceux formés par les oxides métalliques, les uns sont fixes et indécomposables, et les autres fournissent différens produits en se décomposant.

Les sels fixes au feu, comme ceux qui ne le sont pas, présentent plusieurs phénomènes particuliers. Ceux qui contiennent beaucoup d'eau combinée entrent en fusion dès qu'on les chauffe, et éprouvent la *fusion aqueuse*; mais par suite de l'action du calorique, l'eau s'évapore, et ils se dessèchent complétement. Si alors on continue de les chauffer, un grand nombre d'entre eux peuvent, à une température plus ou moins élevée, se liquéfier de nouveau par l'effet seul du feu, et éprouver la fusion qu'on désigne, par cette raison, sous le nom de *fusion ignée*. Cette dernière propriété n'appartient qu'aux sels qui ne sont point susceptibles de se décomposer par la chaleur, ou qui ne se décomposent qu'à une température assez élevée.

Un autre phénomène peut se présenter lorsque les sels

renferment de l'eau interposée entre leurs cristaux, et qu'on les expose brusquement à l'action du feu; alors l'eau, en se vaporisant subitement, exerce une force assez grande sur les molécules salines pour les séparer et les projeter çà et là dans l'air, en produisant un pétillement plus ou moins fort, connu sous le nom de *décrépitation*.

Quant aux sels décomposables par le feu, indépendamment des phénomènes précédens qu'ils peuvent présenter aussi, ils fournissent des résultats variables. Tantôt l'acide et l'oxide, mis hors de leur sphère d'attraction, sont séparés sans altération. (*Exemple :* Carbonate de chaux, carbonate de magnésie.) Tantôt les élémens de l'acide se désunissent, et l'oxide reste intact; d'autres fois c'est ce dernier qui se décompose en laissant dégager l'acide; enfin, dans certains cas, c'est tout à la fois l'acide et l'oxide qui éprouvent une décomposition.

La lumière agit, dans un petit nombre de cas, à la manière du calorique. Son action est surtout marquée sur les sels, qui se décomposent plus facilement par le calorique, et principalement sur ceux dont les oxides sont réductibles à une température peu élevée. Elle détermine alors la décomposition de l'oxide en mettant le métal à nu. C'est ainsi qu'elle agit sur des sels à base d'oxide d'argent, d'oxide de mercure, et sur quelques autres sels des dernières sections.

L'électricité exerce surtout une action remarquable sur les sels. Ses deux fluides, mis en rapport, séparent leurs élémens qui, dans leur union, se trouvent dans des états d'électricité opposés ou contraires. Cette décomposition des sels par l'électricité, observée d'abord par MM. Berzélius et Hisinger, peut s'effectuer en exposant ces substances à l'action du courant d'une pile galvanique; mais les phénomènes sont variés suivant l'état où se trouve le sel et

l'affinité respective des élémens de l'oxide et de l'acide. Si le sel est solide et humecté légèrement d'eau, bien que l'oxide ait une grande affinité pour l'oxigène, il est décomposé, son oxigène se porte avec l'acide au pôle positif, et le métal se rend au pôle négatif. Toutefois, il y a en même temps décomposition d'une partie de l'eau, dont les élémens se portent aussi à chacun des deux pôles.

On peut vérifier le transport des acides et des oxides à chacun des pôles de la pile, en faisant plonger les deux fils qui la terminent dans un tube de verre recourbé en U et contenant de l'infusion de chou rouge ou de la teinture bleue de tournesol. La portion qui est en contact avec le fil positif prend une teinte rouge, tandis que celle qui communique avec le fil négatif devient verte pour l'infusion de chou, et reste bleue pour le tournesol. Ces changemens de couleur sont dus aux sels qui existent naturellement dans ces infusions, et qui sont décomposés sous l'influence du courant électrique.

Lorsqu'on veut opérer la décomposition d'un sel neutre, de manière à recueillir séparément l'acide et l'oxide, on fait usage de l'appareil suivant (*voyez* pl. VI, fig. 1) : on dispose verticalement, les uns à côté des autres, trois petits tubes bouchés à l'une de leurs extrémités, et on met dans le tube intermédiaire la solution du sel à décomposer, et dans les autres de l'eau distillée. Après avoir établi la communication, à l'aide de fils d'amiante humectée d'eau, entre le tube du milieu et les deux autres, on fait plonger dans ceux-ci les deux fils métalliques qui terminent les pôles de la pile. A l'instant, la décomposition du sel et de l'eau commence, et, au bout d'un certain temps, on ne retrouve plus de sel dans le tube intermédiaire, ses élémens ont été transportés, savoir : l'acide dans le tube où plonge le fil positif, et l'oxide dans celui qui est en rapport avec le fil négatif. On constate aisément ce fait à l'aide de la

teinture de tournesol. Le même effet est produit en se servant de deux tubes, dont l'un contient la solution du sel, et l'autre l'eau pure; seulement on doit mettre la solution en contact avec le fil négatif, quand on veut attirer l'oxide dans l'autre tube, ou avec le fil positif quand c'est l'acide qu'on se propose de recueillir.

Le transport des acides et des oxides aux deux pôles de la pile et à travers l'eau ne se fait bien que dans le cas où ils sont, les uns et les autres, solubles dans l'eau. Dans certains cas où l'énergie de la pile est suffisante, l'oxide est décomposé, et c'est le métal qui se précipite alors au pôle *négatif*, comme lorsqu'on opère avec des sels de plomb, de mercure, d'argent, de platine; enfin, avec une pile d'une tension électrique plus grande encore, on peut déterminer tout à la fois la décomposition de l'oxide et de l'acide; d'où l'on voit que, avec une puissance électrique plus ou moins forte, on isole les élémens d'un sel sans leur décomposition, ou avec la décomposition de l'oxide, ou enfin avec celle de l'acide et de l'oxide. Le fluide magnétique n'a aucune action sur les sels, pas même sur ceux qui sont formés par les oxides des métaux magnétiques.

Tous les caractères généraux que nous avons passés en revue appartiennent aux propriétés physiques des sels; celles que nous allons examiner, et qui sont le résultat des changemens qu'ils éprouvent en présence d'autres corps, sont plus particulièrement du domaine de la chimie.

Les sels, suivant leur nature, agissent différemment sur l'air. Il en existe qui, par leur affinité pour l'eau, attirent avidement l'humidité qu'il contient, s'humectent, et finissent par se résoudre en liquide. On a donné à ceux-ci le nom de *sels déliquescens*, et l'acte par lequel un sel absorbe l'humidité de l'air est désigné par le nom de *déliquescence*. Par une cause inverse, on nomme *sels efflorescens* ceux qui,

exposés à l'air, lui abandonnent tout ou une partie de l'eau combinée que contiennent leurs cristaux, et se transforment en une matière blanche, pulvérulente, qui est une portion du sel privée de la plus grande partie de l'eau de combinaison. Cette propriété est connue sous le nom d'*efflorescence*. On remarque cependant des cas où un sel efflorescent devient déliquescent; c'est celui où l'air saturé d'humidité en laisse déposer assez sur le sel pour l'humecter.

L'air, par l'oxigène qui entre dans sa composition, exerce une autre action sur les sels. Lorsque les acides et les oxides ne sont point saturés d'oxigène, il est susceptible de les faire passer à un autre état d'oxigénation, principalement lorsqu'ils sont dissous dans l'eau. C'est ainsi qu'il agit à la température ordinaire sur les sels de protoxide et de deutoxide de fer, qu'il fait passer à l'état de tritosels; de même il transforme peu à peu les sulfites en sulfates, en suroxigénant l'acide sulfureux; et les hydrosulfates et hydriodates en hydrosulfates sulfurés et hydriodates iodurés, en absorbant une partie de l'hydrogène.

L'eau n'offre pas moins des résultats différens dans son contact avec les sels. La plupart de ceux-ci s'y dissolvent en plus ou moins grande quantité, suivant la température. Les uns peuvent se dissoudre à froid dans moins de la moitié de leur poids d'eau; d'autres, dans 2, 4, 5, 6, 10, 15, 20 parties. En général, la solubilité des sels augmente avec la température, qui diminue peu à peu leur cohésion, et favorise ainsi l'affinité du sel pour l'eau. C'est en raison de la différence de solubilité à chaud et à froid qu'est fondée dans les laboratoires la cristallisation d'un grand nombre de sels. Toutefois il en existe quelques-uns qui sont également solubles à toutes les températures, et qu'on ne peut obtenir cristallisés que par l'évaporation lente de leur solution, soit à l'air libre, soit à une douce chaleur.

Plusieurs sels, en se séparant de l'eau qui les tenait en

solution, se combinent avec des proportions définies d'eau; c'est à cette quantité d'eau qui leur est combinée qu'on a donné le nom d'*eau de cristallisation*, car elle est un des principes constituans du cristal; d'autres n'en retiennent que mécaniquement mélangée entre leurs molécules; enfin, on en trouve qui, quoique cristallisés au milieu de l'eau, n'en admettent aucune portion.

La cristallisation des sels par solution est facile à exécuter. Après avoir saturé à chaud l'eau du sel qu'on veut obtenir, on abandonne la solution à elle-même dans un endroit frais, et par le refroidissement la plus grande partie du sel cristallise. On décante l'eau qui surnage les cristaux, et qu'on désigne sous le nom d'*eau mère*; celle-ci peut fournir par sa concentration une nouvelle quantité de cristaux semblables aux premiers. Lorsqu'on veut obtenir des cristaux bien déterminés et un peu volumineux, on choisit un cristal régulièrement formé, et on le place dans un vase à fond plat, au milieu d'une solution saturée à froid du même sel; en le retournant de temps en temps sur chacune de ses faces, on détermine à sa surface la précipitation d'une nouvelle couche de sel, qui augmente ainsi d'une manière régulière et symétrique le volume du cristal. Cette méthode est due à M. Leblanc.

Une propriété non moins importante pour la pratique, est celle que possède une solution saturée d'un sel quelconque de pouvoir dissoudre une certaine quantité d'un autre sel, surtout lorsqu'ils ne sont pas de nature à se décomposer réciproquement. Ainsi de l'eau saturée de nitrate de potasse peut à la même température dissoudre d'autres sels, quoiqu'elle n'exercerait aucune action sur le premier sel. Les arts ont tiré un parti avantageux de cette propriété pour la purification et la séparation de quelques sels entre eux.

L'alcool (esprit de vin), selon sa pureté, exerce aussi

une action dissolvante sur certains sels. En général, parmi ceux qu'il dissout, il agit de préférence sur ceux qui sont déliquescens; lorsqu'il est étendu de son volume d'eau, il acquiert la faculté de dissoudre quelques-uns de ceux sur lesquels il n'avait point d'action dans son état de concentration. La solubilité de quelques sels dans l'alcool fournit un moyen de les séparer de leur mélange avec ceux qui y sont insolubles.

Dans l'action de l'eau sur les sels solubles, il y a le plus ordinairement abaissement de température par suite de l'absorption du calorique pour la fusion. Dans certains cas, il y a, au contraire, dégagement de chaleur, c'est lorsque les sels sont desséchés et privés d'eau. En se combinant avec celle-ci, ils dégagent alors plus de calorique que la fusion du sel dans l'eau n'en exige, et c'est cet excès qui devient sensible. Quant à la production du froid, en dissolvant certains sels cristallisés dans l'eau, elle est due à la différence qui existe entre la quantité de calorique nécessaire pour liquéfier le sel et celle qui résulte de sa combinaison avec l'eau; si cette portion de calorique est insuffisante, le sel, pour se dissoudre dans l'eau, en absorbe aux corps environnans et doit, par conséquent, abaisser leur température, ce qui produit le froid qu'on observe.

D'après ce que nous venons d'exposer, on conçoit qu'en faisant agir de la glace sur un sel ou un corps qui ait beaucoup d'affinité pour l'eau, on doit obtenir un abaissement de température plus considérable, puisque déjà la glace contient moins de calorique latent que l'eau liquide et que la fusion du mélange ne pourra avoir lieu qu'aux dépens du calorique enlevé aux corps qui sont en contact avec l'eau. C'est à ces mélanges d'eau ou d'acides affaiblis avec différens sels, ou de glace pilée avec plusieurs de ceux-ci, qu'on donne le nom de *mélanges frigorifiques.*

Toutefois, les quantités de ces différens corps sont limitées, pour que le froid qui doit se produire soit à son maximum.

Nous rapportons ici quelques-uns de ces mélanges avec l'indication de l'abaissement de température qu'ils peuvent produire.

			Température produite.
Hydrochlorate d'ammoniaque.		1	—12 degrés au-dessous de 0.
Nitrate de potasse............		1	
Eau liquide à + 10°..........		3	
Sulfate de soude cristallisé...		1	—17 degrés au-dessous de 0.
Acide hydrochlorique........		$\frac{2}{3}$	
Neige ou glace pilée	à 0	1	—17°,7 *idem.*
Chlorure de sodium		1	
Neige ou glace pilée	à 0	2	—20° *idem.*
Chlorure de sodium		1	

Un grand nombre d'autres mélanges produisent des températures plus basses; mais comme ils ne sont que rarement employés, nous n'avons pas cru devoir les indiquer ici.

Les corps simples non métalliques agissent différemment sur les sels, suivant les circonstances où la réaction a lieu et la nature du sel.

L'oxigène à la température ordinaire est sans action sur le plus grand nombre des sels à l'état solide; il transforme seulement les sulfites en sulfates; mais lorsque les sels sont dissous dans l'eau et que l'oxide est susceptible de se suroxider, il les décompose en faisant passer le protoxide à l'état de deutoxide ou de tritoxide. Comme, en général, les quantités d'acide dans les sels sont proportionnelles aux

quantités d'oxigène dans l'oxide, il arrive que la proportion d'acide n'étant plus suffisante pour saturer le tritoxide formé, celui-ci, en s'unissant à l'acide, produit un sous-sel insoluble et un sel avec excès d'acide soluble. L'air se comporte de la même manière.

L'azote, ne pouvant se combiner directement avec aucun des autres corps, du moins dans les circonstances ordinaires, n'exerce aucune action sur ces combinaisons. Il n'en est pas de même du carbone, de l'hydrogène, du soufre, du phosphore : comme ceux-ci ont une grande affinité pour l'oxigène, ils décomposent à une température plus ou moins élevée tous les sels, soit en réduisant l'oxide, soit en s'emparant tout à la fois de l'oxigène, de l'acide et de l'oxide, soit en se combinant avec l'un de leurs radicaux pour former de nouveaux composés. Ces corps combustibles n'agissent à la température ordinaire que sur les sels dont les oxides ont peu d'affinité pour l'oxigène, et encore cette réaction n'a-t-elle lieu que sous l'influence de la lumière.

Ces différentes réactions ne peuvent être bien établies qu'en décrivant chaque sel en particulier.

Les métaux, en général, très-avides d'oxigène, donnent les mêmes résultats que les corps combustibles, quant aux effets; seulement comme il existe des rapports très-différens d'affinité pour l'oxigène entre les corps qui composent cette classe, on peut dans un grand nombre de cas prédire les produits qu'on obtiendra en mettant un métal quelconque en contact avec la solution d'un sel neutre, c'est-à-dire d'un composé d'acide et d'un oxide métallique. Si le métal de ce dernier a plus d'affinité pour l'oxigène que n'en a le métal qu'on plonge dans sa solution, il n'y aura point d'effet. C'est ce qu'on observerait en plongeant une lame de zinc ou de fer dans une solution de sulfate de potasse. Mais si on introduit l'un ou l'autre de ces deux

métaux dans une solution de deutosulfate de cuivre, il y aura à l'instant décomposition de ce sel, formation de protosulfate de fer, et par suite précipitation de tout le cuivre. Le même effet se produirait si l'on opérait avec un sel à base d'oxide de plomb, de mercure, d'argent, de platine, etc., puisque les métaux de ces oxides ont moins d'affinité pour l'oxigène que n'en ont le zinc et le fer qui les précipiteraient de leurs dissolutions.

L'affinité chimique qui est la cause primitive de ce phénomène, n'est point la seule; il en existe une autre plus puissante que l'on peut regarder comme une conséquence du contact du métal précipité sur le métal précipitant, et qui rentre dans les lois physiques : c'est l'effet galvanique qui résulte du contact de ceux-ci et qui détermine un courant d'électricité dans les deux métaux de manière à ce que le métal précipitant devienne positif par rapport à l'autre qui est constitué à l'état négatif. C'est ce nouvel élément galvanique produit qui est la cause secondaire du phénomène, car on ne pourrait concevoir, quand le métal précipitant est recouvert par le métal précipité, comment l'effet continue de lui-même. On admet alors que l'eau et le sel sont décomposés en présence de cet élément de la pile, que l'acide et l'oxigène de l'eau se portent sur le métal précipitant qui est électro-positif et le dissolvent, tandis que l'oxide métallique, attiré avec l'hydrogène vers le métal déjà précipité, qui est électro-négatif, se trouve réduit par une partie de l'hydrogène.

Dans certains cas, quelques métaux ainsi précipités par d'autres se séparent en cristallisant en lames ou en aiguilles déliées plus ou moins brillantes ; d'autres fois ils se déposent en poudre plus ou moins fine, qui en raison de sa division ne jouit d'aucun éclat métallique. Souvent le métal précipité entraîne une petite quantité du métal précipi-

tant duquel on l'isole par son contact avec une solution du même sel.

Le fer, le zinc, décomposent ainsi tous les sels de cuivre, de plomb, d'étain, de mercure, d'arsenic, de tellure, de cadmium, d'argent, de platine, d'or, de palladium, d'iridium et d'osmium.

Parmi les sels qui sont indécomposables et qui font exception, il faut citer tous les sels alcalins et les sels à base d'oxide de manganèse, de fer, de zinc, de nickel, de cobalt, de chrôme, de titane.

Les acides, en raison de leur affinité différente pour les oxides, donnent des résultats variés lorsqu'on les met en contact avec les sels. Quelques-uns de ceux-ci sont indécomposables par le plus grand nombre; d'autres abandonnent leurs bases et laissent dégager entièrement l'acide qui leur était uni; dans certains cas il y a seulement une portion de base enlevée de manière à transformer le sel neutre en sel acide.

L'affinité des acides pour les oxides n'est pas aussi absolue qu'on le croyait autrefois : elle est subordonnée à plusieurs causes, comme nous l'avons déjà indiqué dans nos généralités sur l'affinité des corps en général.

Dans le plus grand nombre des cas, la fixité d'un acide et celle du composé qui doit résulter de son union avec un oxide, ainsi que sa cohésion, ont une grande influence sur la décomposition des sels, elles modifient alors singulièrement l'affinité, qui n'est plus que relative et dépendante des causes que nous avons énoncées. C'est ainsi que tous les carbonates, les nitrates, les borates, les sulfates, les hyposulfates, les hyponitrites, sont décomposés par l'acide sulfurique à la température ordinaire, que parmi les phosphates il s'en trouve qui abandonnent leur base entièrement à cet acide, tandis que d'autres ne lui en cèdent qu'une partie et se transforment ou en sesqui ou en bi-

phosphates. Mais lorsque les circonstances où les réactions ont lieu apportent un changement dans la fixité des produits, alors les résultats sont tout différens; c'est ainsi qu'au-dessous d'une température rouge, l'acide borique et l'acide phosphorique chassent l'acide sulfurique de ses combinaisons en se combinant avec l'oxide qui lui était uni. Cette décomposition est alors déterminée d'un côté par la volatilité de l'acide sulfurique, et de l'autre par la fixité des acides borique et phosphorique ainsi que leurs composés.

Les hydracides, tels que l'acide hydrosulfurique, hydrosélénique, hydrochlorique, hydriodique, etc., par leur action spéciale sur les oxides métalliques, agissent presque toujours sur eux en les décomposant pour former un sulfure, un séléniure, un chlorure ou un iodure, lorsque ces composés sont insolubles et que l'acide du sel a moins d'affinité pour ces oxides que n'en ont les élémens de ces hydracides. C'est ainsi qu'on peut expliquer la nullité d'action entre ceux-ci et le plus grand nombre des sels à base de potasse, de soude, de chaux, de barite et d'oxides de fer, de manganèse, de zinc; tandis qu'on observe généralement le contraire pour les sels formés par les oxides de cuivre, de plomb, de mercure, de bismuth, d'étain, d'antimoine, de cadmium, etc., etc. L'affinité des oxides pour les acides, quoique différente, n'est pas plus connue d'une manière absolue que celle des acides pour les bases; on sait seulement que ceux qui saturent le mieux les acides ont en général plus de tendance à s'y combiner que les autres. C'est ainsi que les oxides de potassium, de sodium et tous ceux de la 2e section, ainsi que l'ammoniaque, décomposent la solution des sels appartenant aux autres sections; que parmi les oxides de la 2e section, la barite, la strontiane, occupent le premier rang à l'égard de l'acide sulfurique; que pour les autres acides, la potasse, la soude, ont plus d'affinité que ceux-ci, et

qu'enfin la chaux, la barite, la strontiane, en ont davantage pour les acides carbonique et phosphorique que les autres; qu'enfin les oxides de la 2e section et la magnésie ont plus d'affinité pour les autres acides que n'en ont les oxides des quatre dernières sections.

Quant aux oxides de la même espèce, l'expérience a prouvé que les protoxides avaient plus d'affinité pour les acides que les deutoxides et tritoxides du même métal.

Dans l'action des oxides sur certains sels, il peut se présenter trois cas : 1° ou il y aura décomposition, si l'oxide est en excès, séparation alors de l'oxide qui était uni à l'acide et formation d'un nouveau sel soluble ou insoluble; 2° ou si le sel prédomine, décomposition partielle de celui-ci et production d'un sel basique; 3° ou, ce dernier cas existant, le nouveau sel qui résultera de l'action de l'oxide sur une partie du sel pourra s'unir à l'autre partie et former un sel double, c'est-à-dire un sel formé par l'union de deux sels du même genre, mais d'espèces différentes.

La plupart des sels solubles peuvent par leur réaction réciproque se décomposer mutuellement pour donner naissance à de nouveaux sels dont la solubilité est différente. C'est ainsi qu'en mêlant une solution de sulfate de soude avec du nitrate de barite, il en résulte deux autres sels, savoir : du sulfate de barite insoluble et du nitrate de soude soluble. Ce genre de décomposition, dont nous pourrions multiplier les exemples, n'est point dû exclusivement, comme on le pensait autrefois, aux affinités particulières des acides pour les oxides. L'insolubilité et la cohésion d'un des sels qui doivent se former contribuent beaucoup à la production du phénomène. S'il en était autrement, on ne concevrait pas comment, suivant les circonstances où les réactions s'opèrent, les produits formés sont variables. Ainsi, à l'état liquide, le chlorure de calcium est décomposé par le sous-carbonate d'ammoniaque, et le résultat

qu'on obtient est du sous-carbonate de chaux insoluble et de l'hydrochlorate d'ammoniaque. Si on fait un mélange d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sous-carbonate d'ammoniaque, tous les deux à l'état solide et pulvérisés, et qu'on chauffe, l'effet inverse est produit : il y a formation de chlorure de calcium fixe et de sous-carbonate d'ammoniaque qui se volatilise ; d'où l'on voit que l'*insolubilité dans l'eau*, dans le premier cas, et la *fixité au feu*, dans le second, ont été les causes de cette différence d'action qui n'est plus aussi dépendante de l'affinité.

Il est donc possible de prévoir, dans beaucoup de cas où deux sels sont mélangés, les décompositions qui auront lieu, puisque l'insolubilité de l'un des deux sels qui se formeront les déterminera toujours. Si les deux nouveaux sels produits restent en solution, rien n'indiquera qu'ils se sont décomposés, mais si on évapore la solution et qu'on la concentre suffisamment, alors la différence de cohésion et de solubilité les séparera comme ci-dessus.

Une remarque importante, qui date de 1792 et qui est due à Richter de Berlin, lors de sa découverte sur la combinaison chimique des corps, c'est la neutralité que conservent les sels produits par la décomposition mutuelle de deux autres sels. Cette propriété générale est une conséquence des proportions définies suivant lesquelles les corps simples ou composés sont unis entre eux ; d'où l'on doit conclure qu'entre deux sels neutres qui, en se décomposant, donnent deux autres composés également neutres, les quantités d'oxides nécessaires à la saturation d'un acide sont proportionnelles aux quantités de ces mêmes oxides nécessaires pour saturer tout autre acide. Il suit de là que le rapport de deux oxides restera toujours le même, quel que soit l'acide avec lequel ils s'unissent. En général, dans les sels neutres, les quantités d'oxides capables de saturer un même poids du même acide sont entre elles comme les

nombres qui expriment leurs équivalens ou leurs atomes; par conséquent, connaissant ce rapport, il sera facile de calculer, comme nous l'avons indiqué dans la théorie des proportions multiples, combien, dans la décomposition d'un sel par un oxide, on devra ajouter de ce dernier, ou enfin quelles seraient les quantités des deux sels à mêler pour que leur décomposition soit complète.

Ces applications sont trop générales et trop importantes pour que nous n'en présentions pas des exemples. Ainsi, si l'on voulait décomposer le deutosulfate de cuivre par la potasse, la première question qui s'offre d'elle-même, c'est de connaître quelle quantité de potasse est nécessaire à cette opération. On la trouverait aisément en établissant le rapport entre l'équivalent du sulfate de cuivre et celui de la potasse, puis multipliant le poids du sulfate de cuivre qu'on veut décomposer par l'équivalent de la potasse, et divisant le produit par l'équivalent du sulfate de cuivre, on aurait ainsi la quantité exacte de potasse.

Dans la décomposition mutuelle de deux sels, on suivrait le même procédé. Il faudrait d'abord établir le rapport des équivalens des deux sels qu'on veut faire réagir, multiplier la quantité du sel à décomposer par l'équivalent de l'autre sel et diviser le produit comme dans l'exemple ci-dessus par l'équivalent du premier sel.

Supposons qu'on veuille décomposer 10 parties de sulfate de potasse par le nitrate de barite; représentons l'équivalent du sulfate de potasse par ES et celui de nitrate de barite par EN. On établirait ainsi la règle:

$$ES : EN :: 10 : x = \frac{EN \times 10}{ES}$$

La valeur d'x serait connue en effectuant la proportion et en substituant aux lettres ES et EN les nombres exprimant les équivalens réels des deux sels.

Les sels solubles, en réagissant sur un grand nombre de sels insolubles, sont susceptibles de les décomposer et de donner les mêmes résultats que les sels solubles entre eux; toutefois, ces réactions, que l'on peut exercer réciproquement d'une manière inverse, sont limitées dans leurs effets et déterminées, comme Berthollet et M. Dulong l'ont démontré, par la force de cohésion du composé qui en résulte.

Pour terminer les généralités sur les sels, il ne nous reste plus qu'à exposer les différens modes de préparation usités.

Les sels qu'on ne rencontre pas tout formés dans la nature se préparent artificiellement par quatre procédés:

1° En traitant directement les oxides par les oxacides;

2° En dissolvant les métaux dans les oxacides concentrés ou étendus d'eau. Le métal s'oxide ou aux dépens de l'eau, qui se décompose en abandonnant son hydrogène, ou aux dépens de l'oxigène d'une partie de l'acide; dans le premier cas, l'oxide se combine à l'acide pour former le sel; dans le second, il s'unit à la portion d'acide non décomposée;

3° En faisant réagir sur les carbonates les oxacides qui s'emparent de leurs bases et dégageant le gaz acide carbonique;

4° Enfin, on se procure les sels insolubles par la voie des doubles décompositions, c'est-à-dire, en mêlant deux solutions salines qui, par leur réaction mutuelle, puissent donner lieu au sel insoluble qu'on veut obtenir.

Etat naturel. Un grand nombre de sels se trouvent dans la nature, quelquefois à l'état de pureté, d'autres fois à l'état de mélanges. Plusieurs existent en solution dans certaines eaux minérales et sont la cause de leurs propriétés

médicinales, nous en traiterons particulièrement à l'histoire de chaque espèce.

Nous commencerons l'étude des sels par l'exposé des propriétés générales des genres en indiquant leurs caractères distinctifs, et ensuite nous passerons à l'examen de tous les sels qu'un même oxide peut former avec les acides, en considérant surtout ceux qui ont un usage soit en médecine, soit dans les arts.

Cette méthode, un peu différente de celle qu'ont adoptée quelques chimistes, nous semble plus propre à aider la mémoire dans l'étude de cette classe de corps dont les espèces sont si multipliées. D'ailleurs, elle est conforme au plan que nous avons déjà suivi dans la première partie de cet ouvrage.

Premier genre. — *Carbonates.*

L'acide carbonique s'unit en plusieurs proportions avec les oxides, et forme plusieurs sous-genres dont nous ne considérerons que deux, parce qu'ils ont été les plus étudiés; savoir: les *carbonates neutres* et les *bi-carbonates*. Les premiers, comme tous les sels neutres, sont formés d'une proportion d'acide pour une proportion de base, et les seconds contiennent deux proportions d'acide contre une de base.

Carbonates. Ils sont tous décomposables par la chaleur, à l'exception de quatre; savoir: les carbonates de potasse, de soude, de barite et de lithium. L'acide carbonique est dégagé à l'état de gaz, et l'oxide mis en liberté, s'il n'est point altérable par le calorique; dans le cas contraire, il abandonne son oxigène, et est réduit à l'état métallique. Toutefois, les carbonates indécomposables par le feu le deviennent à la température rouge, s'ils sont en présence de la vapeur d'eau, qui s'unit à leurs oxides pour former des hydrates en chassant l'acide carbonique. Ce résultat est

néanmoins variable, et dépend du rapport qui existe entre la quantité de vapeurs et celle de l'acide carbonique; car on peut produire un phénomène inverse en mettant les hydrates à leur tour en contact à la même température avec le gaz acide carbonique. Les corps combustibles non métalliques se comportent différemment. Leur action est nulle à froid; à chaud, ils réagissent ou sur l'oxide, ou sur l'acide. Le soufre, le sélénium, le chlore, le brôme, sont dans le premier cas; ils décomposent toujours l'oxide en se combinant au métal ou à une partie de celui-ci, en expulsant son oxigène, ou en s'y combinant pour former de l'acide sulfureux qui se dégage, ou de l'acide sulfurique qui reste uni à une portion de l'oxide. L'hydrogène, le carbone et le phosphore décomposent l'acide carbonique en lui enlevant tout ou une partie de son oxigène, et le ramenant soit à l'état de gaz oxide de carbone, soit en mettant son carbone à nu. Le phosphore, mis en contact à une température rouge avec l'un des carbonates fixes, donne toujours ce dernier résultat.

Les métaux, surtout ceux qui ont une grande affinité pour l'oxigène, décomposent les carbonates en agissant également sur l'acide et sur l'oxide; ils s'emparent de tout ou d'une partie de l'oxigène de l'acide carbonique, mettent son carbone à nu, ou le transforment en gaz oxide de carbone. Ainsi, le potassium donnerait le premier résultat, et le fer le second.

Les acides, en général, décomposent tous les carbonates à la température ordinaire ou à l'aide de la chaleur; ils s'unissent à l'oxide par une affinité plus grande, ou le décomposent en laissant dégager l'acide carbonique avec une vive effervescence.

Tous les carbonates sont insolubles dans l'eau, à l'exception de ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Quelques-uns des premiers le deviennent par un excès d'acide carbonique.

Leur composition est simple : comme elle résulte de l'union d'une proportion d'oxide à une proportion d'acide, et que dans ce dernier il y a deux proportions d'oxigène, le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de l'acide :: 2 : 1.

Plusieurs espèces de ce genre se trouvent dans la nature, et seront exposées lorsque nous en traiterons.

Caractères distinctifs.

Les carbonates solubles ou insolubles ont pour caractère de produire avec tous les acides, lorsqu'ils sont délayés dans l'eau, une vive effervescence sans dégagement de vapeurs ni d'odeur sensible. Ceux qui sont solubles, indépendamment de cette propriété qu'offrent leurs solutions, précipitent l'eau de chaux, de barite et de strontiane en flocons blancs, solubles, avec effervescence et entièrement dans l'acide nitrique ou hydrochlorique.

Bi-carbonates.

Ces sels présentent la plupart des caractères des carbonates; ils en diffèrent par la portion d'acide carbonique qu'ils laissent dégager lorsqu'on les soumet à l'action de la chaleur, ou même lorsqu'on chauffe leur solution. Dans tous les cas, ils passent à l'état de sesqui-carbonates ou carbonates. Trois espèces de ce genre ont été étudiées particulièrement : ce sont les bi-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque. L'insolubilité des autres carbonates et leur cohésion paraît s'opposer à ce qu'ils passent à cet état, ou du moins leur composition est peu stable; car lorsqu'on mêle la solution d'un bi-carbonate avec celle d'un autre sel métallique, il y a toujours dégagement d'acide carbonique avec effervescence et précipitation d'un

carbonate. Il n'y a que les sels à base de magnésie qui fassent exception, sans doute parce qu'il y a formation de bi-carbonate de magnésie soluble dans l'eau et indécomposable à la température ordinaire. Aussi cette propriété permet-elle de distinguer un bi-carbonate d'un carbonate; car la solution de ce dernier précipite abondamment celle de sulfate de magnésie.

Les bi-carbonates contenant deux proportions d'acide pour une de base, le rapport de l'oxigène de l'oxide est à celui de l'oxide :: 4 : 1.

Deuxième genre. — *Sulfates*.

Les sels qui composent ce genre donnent des produits variables par l'action de la chaleur. Un petit nombre est indécomposable; les autres se décomposent à différentes températures, et donnent de l'acide sulfureux, de l'oxigène, de l'acide sulfurique, en laissant pour produit fixe, soit de l'oxide, soit un oxide plus oxigéné que celui qui était combiné à l'acide, ou du métal, si l'oxide est décomposable par la chaleur.

Les corps combustibles non métalliques exercent une action différente sur ces sels; ou ils décomposent tout à la fois l'acide et l'oxide en s'emparant de leur oxigène, ou ils n'agissent que sur l'oxide, si le sulfate se décompose au feu. Tous les sulfates fixes au feu sont convertis en sulfures par l'action du carbone et de l'hydrogène à une température rouge blanc,

Les autres acides ayant moins d'affinité pour les oxides que l'acide sulfurique, il s'ensuit qu'à la température ordinaire, les sulfates sont pour la plupart indécomposables; à une température de + 100, ils ne cèdent tout au plus qu'une partie de leur oxide; mais si les acides sont fixes au feu, ils décomposent ces sels desséchés à une température rouge, en s'unissant à l'oxide; alors l'acide sul-

furique est lui-même décomposé en acide sulfureux et en oxigène qui se dégagent. C'est ainsi qu'agissent les acides borique et phosphorique.

Les acides hydrochlorique, hydriodique, hydrosulfurique, hydrosélénique peuvent réagir sur certains sulfates lorsqu'ils sont dissous dans l'eau, et les décomposer, principalement sur ceux dont les métaux forment avec les bases de ces acides des composés insolubles; tels sont les sulfates d'argent, de protoxide de mercure, de deutoxide de cuivre, qui sont décomposés et transformés en chlorure, iodure, sulfure ou séléniure insolubles.

La barite et la strontiane occupent le premier rang pour leur affinité pour l'acide sulfurique; viennent ensuite la potasse, la soude, l'oxide de lithium, la chaux, l'ammoniaque qui en ont plus que tous les autres oxides. Il suit de là que la barite et la strontiane doivent décomposer tous les sulfates en s'emparant de leur acide.

Les sulfates solubles sont en très-grand nombre. Ceux qui sont tout-à-fait insolubles sont les sulfates de barite, de mercure, de plomb, d'antimoine et d'étain. Ceux qui sont peu solubles sont les sulfates de strontiane, de chaux et d'argent.

L'insolubilité dans l'eau et dans les acides dont jouit le sulfate de barite, rend cet oxide ou ces combinaisons propres à caractériser ce genre de sels. Ainsi un sulfate sera toujours facile à distinguer des autres sels par le précipité blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau et dans les acides, qu'occasionera dans sa solution l'eau de barite ou un sel soluble de cet oxide. Si le sulfate est insoluble, on ne pourrait reconnaître ce caractère qu'après l'avoir transformé en sulfate soluble en le traitant par le carbonate de potasse ou de soude.

La composition des sulfates neutres est telle que la quantité d'oxigène de l'acide est à celle que contient

l'oxide :: 5 : 1; par conséquent, dans les bisulfates, ce rapport est :: 6 : 1.

TROISIÈME GENRE. — *Hyposulfates.*

Les hyposulfates, exposés à une température peu élevée, laissent dégager du gaz acide sulfureux et passent à l'état de sulfates neutres par suite de la décomposition de l'acide hyposulfurique.

L'air ne leur fait éprouver aucune altération à la température ordinaire; à l'état neutre, ils sont tous solubles dans l'eau et pour la plupart cristallisables.

Les hyposulfates sont tous décomposés par l'acide sulfurique qui met en liberté l'acide hyposulfurique; mais comme ce dernier n'est point volatil et soluble dans l'eau, il ne se manifeste aucun phénomène apparent. Cependant si on expose à une douce chaleur un hyposulfate mélangé d'acide sulfurique, l'acide hyposulfurique est alors décomposé en acide sulfurique et en acide sulfureux, qui se dégage.

Dans les sels neutres de ce genre, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide :: 1 : 2 $\frac{1}{2}$. Les différentes espèces de ce genre, comme l'acide lui-même, sont un produit artificiel.

QUATRIÈME GENRE. — *Sulfites.*

Les sulfites fournissent, par l'action de la chaleur, des produits différens; ceux à base de potasse, de soude, de lithium, de chaux, de barite, de strontiane et de magnésie, donnent du soufre provenant d'une portion d'acide sulfureux décomposée, et se transforment en sous-sulfates; les autres, suivant l'affinité de l'oxide et de l'acide et celle du métal pour l'oxigène, laissent l'oxide à l'état de liberté ou le métal.

Exposé au contact de l'air, les sulfites absorbent peu à

peu l'oxigène, et passent à l'état de sulfates sans que leur saturation soit troublée. Cet effet a lieu surtout sur les sulfites solubles; car il est plus lent sur ceux qui sont insolubles.

Les corps combustibles n'agissent point à la température ordinaire sur les sulfites secs; il n'y a que le chlore, l'iode et le brôme, qui, par leur affinité pour l'hydrogène, décomposent l'eau en présence de ces sels et les convertissent en sulfates. Comme quelques-uns des sulfites sont transformés en sulfates par le calorique, il suit de là que les autres corps combustibles doivent agir sur eux de la même manière que sur les sulfates.

L'eau n'a d'action que sur les sulfites de potasse, de soude, de lithium et d'ammoniaque qu'elle dissout; les autres sont peu solubles ou insolubles.

Les différens acides minéraux décomposent, même à la température ordinaire, tous les sulfites, en dégageant avec effervescence le gaz acide sulfureux. L'acide nitrique à chaud les fait passer à l'état de sulfates, en leur cédant une partie de son oxigène.

Le rapport de l'oxigène de l'oxide à celui de l'acide est dans ce genre :: 1 : 2.

Caractères distinctifs.

Odeur vive d'acide sulfureux, avec effervescence, quand on les traite par l'acide sulfurique concentré à la température ordinaire. Leur solution présente le même caractère et reste parfaitement transparente sans former aucun précipité.

Cinquième genre. — *Hyposulfites.*

Désignés autrefois sous le nom de ***sulfites sulfurés,*** les hyposulfites sont sans action sur l'air, moins faciles à décomposer par la chaleur que les sulfites; donnent comme

eux du soufre, mais en plus grande quantité, et passent à l'état de sous-sulfates; tels sont les hyposulfites de la deuxième section; quant aux autres, ils fournissent des produits variables, de l'acide sulfureux, du soufre, l'oxide séparé ou un sulfure métallique.

La plupart des hyposulfites sont généralement solubles et cristallisables. Traités par les acides minéraux, ils sont décomposés, et donnent du gaz acide sulfureux et du soufre par suite de la décomposition de l'acide hyposulfureux mis à nu.

Leur composition est telle que l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide : : 1 : 1.

Caractères distinctifs. Dégagement d'acide sulfureux avec effervescence par l'acide sulfurique concentré. Leur solution, traitée de la même manière, laisse déposer le soufre en poudre blanche jaunâtre. Mêlée avec le nitrate d'argent, il y a formation d'un précipité qui brunit aussitôt, par suite du sulfure d'argent produit par la décomposition de l'acide hyposulfureux.

SIXIÈME GENRE. — *Séléniates.*

Sels peu connus, insolubles pour la plupart, à l'exception de ceux à base de soude, de potasse et d'ammoniaque, n'éprouvant généralement aucune altération par le feu.

Ces sels ont pour caractère, lorsqu'on les chauffe après les avoir mêlés avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque, de donner un sublimé rouge de sélénium réduit. Traité par l'acide hydrochlorique à chaud, l'acide sélénique est converti en acide sélénieux par l'hydrogène d'une portion de l'acide hydrochlorique, et l'acide sulfureux en précipite alors du sélénium en poudre rouge foncée.

D'après la composition de l'acide sélénique, l'oxigène de cet acide est à celui des bases qu'il sature : : 3 : 1.

Septième genre. — *Sélénites.*

Les sélénites, suivant leur état de saturation, donnent au feu des produits variables. Les sélénites neutres sont, pour la plupart, indécomposables; les bi-sélénites ou quadri-sélénites abandonnent une partie de leur acide, qui se volatilise sans altération, et sont ramenés à l'état neutre.

Tous les sélénites, à l'exception de ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles dans l'eau; mais ils le deviennent par un excès d'acide sélénieux ou d'un autre acide capable de former avec l'oxide un sel soluble.

Les acides minéraux, plus fixes que l'acide sélénieux, décomposent tous les sélénites.

Les sélénites ont pour caractère de donner du sélénium lorsqu'on les chauffe avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque sec, ou quand on les traite par l'eau, un acide et une lame de zinc. L'acide sulfureux produit le même effet en présence d'un acide qui dégage l'acide sélénieux de sa combinaison.

Le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide dans ces sels :: 2 : 1.

Huitième genre. *Nitrates* (ou azotates.)

Les produits de la décomposition des nitrates par le feu sont différens suivant l'affinité de l'acide nitrique et de l'oxide : les uns laissent dégager d'abord de l'oxigène, et se transforment en hyponitrites; ensuite, à une chaleur plus élevée, ils fournissent un mélange de gaz oxigène et de gaz azote, et donnent pour produit fixe l'oxide qui était combiné à l'acide; les autres donnent du gaz oxigène et de l'acide hyponitrique; enfin, quelques-uns, et ce sont ceux dont les oxides ont peu d'affinité pour l'oxigène

et l'acide nitrique, abandonnent une portion d'acide nitrique avant de se décomposer. Dans certains cas où l'oxide, uni à l'acide nitrique, n'est pas saturé d'oxigène, il se suroxide aux dépens d'une portion d'oxigène de l'acide nitrique.

Les corps combustibles, ayant en général plus d'affinité pour l'oxigène que n'en a l'azote qui entre dans la composition de l'acide nitrique, décomposent tous les nitrates en absorbant tout ou une partie de l'oxigène de celui-ci pour s'acidifier; mais les produits dépendent de l'espèce du sel, de la température à laquelle la réaction a lieu, et du rapport qui existe entre le nitrate et le corps combustible.

Les métaux avides d'oxigène agissent en général sur ces sels à une température rouge comme les corps combustibles; ils s'oxident aux dépens des élémens de l'acide nitrique, et sont convertis en oxides ou en acides qui restent unis à la base du nitrate, ou qui y sont seulement mélangés.

Parmi les acides minéraux, il en est plusieurs qui, en raison de leur affinité pour les oxides, se substituent à l'acide nitrique dans ses combinaisons et le mettent en liberté; tels sont les acides sulfurique, phosphorique et hydrofluorique, dont l'action a lieu ou à froid, ou à une température peu élevée; l'acide hydrochlorique, en agissant également sur les nitrates, se trouve en partie décomposé par une portion d'acide nitrique mise à nu, d'où résulte de l'eau, du chlore et de l'acide hyponitrique.

Toutes les espèces de ce genre sont solubles dans l'eau; les oxides de potassium, de sodium et l'ammoniaque ont plus d'affinité pour l'acide nitrique que tous les autres oxides, d'où il suit qu'ils doivent décomposer tous les autres nitrates.

Dans ce genre, le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 1.

Caractères distinctifs.

Mis en contact avec les charbons incandescens, les nitrates fusent et en activent la combustion en scintillant plus ou moins vivement. Si, lorsqu'ils ont été pulvérisés, on les délaie avec une petite quantité d'acide sulfurique concentré, il s'en dégage, même à froid et sans effervescence, des vapeurs blanches acides, d'une odeur piquante; enfin, en mêlant dans un petit ballon, le nitrate avec la moitié de son poids de limaille de cuivre, humectant ce mélange avec de l'acide sulfurique et chauffant, il se manifeste aussitôt des vapeurs jaunes rutilantes d'acide hyponitrique, par l'action de l'air sur le deutoxide d'azote qui a été produit.

NEUVIÈME GENRE. — *Nitrites ou azotites.*

Ce genre de sels, qui a été peu étudié, se comporte à l'égard des corps combustibles comme les nitrates. Ils sont inaltérables à l'air à la température ordinaire, mais quelques-uns d'entre eux absorbent son oxigène à la température de l'eau bouillante et passent en partie à l'état de nitrates et sous-nitrates. (Berzélius.)

L'acide nitreux ne pouvant exister à l'état de liberté, et son affinité pour les bases étant moindre que celle de la plupart des autres acides minéraux, il s'ensuit que ces derniers, à l'exception de l'acide carbonique, le dégagent de sa combinaison et déterminent alors sa décomposition spontanée en acide nitrique et en deutoxide d'azote qui, au contact de l'air, se transforme en vapeur rutilante d'acide nitreux.

Quoique la composition d'aucun sel de ce genre n'ait été déterminée, il est probable, d'après la théorie, que le rap-

port de l'oxigène de l'acide doit être à celui de l'oxide dans ces sels supposés neutres : : 3 : 1.

Caractères distinctifs.

La fusion et la scintillation de ces sels sur les charbons ardens, le dégagement de vapeurs rutilantes qu'ils produisent même à froid, lorsqu'on les met en contact avec l'acide sulfurique, sont des caractères suffisans pour les distinguer des autres genres.

DIXIÈME GENRE. — *Phosphates.*

Ce genre comprend plusieurs variétés qui diffèrent par les proportions d'acide phosphorique unies aux bases, et forment autant de sous-genres distincts par leurs propriétés particulières.

Cinq variétés ont été principalement étudiées, savoir : les phosphates neutres, les sesqui-phosphates, les bi-phosphates, les phosphates sesqui-basiques et les phosphates bi-basiques.

Parmi les phosphates neutres et les sous-phosphates, il n'y a que ceux de potasse, de soude, de lithium et d'ammoniaque, qui soient solubles dans l'eau; tous les autres sont insolubles et ne le deviennent que par un excès d'acide phosphorique qui les transforme en sesqui ou bi-phosphates, ou d'un autre acide minéral qui, en s'emparant d'une partie de l'oxide, les ramène à cet état.

Exposés à l'action du feu, les phosphates n'éprouvent aucune altération, lorsque l'oxide qui est combiné à l'acide est fixe et indécomposable par la chaleur; dans le cas contraire, ce dernier est réduit, son oxigène se dégage à l'état de gaz, et l'acide phosphorique et le métal sont mis en liberté. Les phosphates des quatre premières sections sont dans les premiers cas; ils se fondent au feu, et d'autant plus promptement que l'oxide est plus fusible; les

autres se décomposent comme nous l'avons indiqué ci-dessus. Une anomalie se remarque dans les phosphates solubles de la première section, c'est lorsqu'ils ont été calcinés au rouge ou fondus et qu'on les redissout ensuite dans l'eau, leur solution précipite en blanc par le nitrate d'argent, tandis qu'ils précipitent ce sel en jaune avant d'avoir éprouvé l'action du feu.

Cette modification curieuse, qui tient à la même cause que celle qu'on observe avec l'acide phosphorique chauffé, fait distinguer ces sels sous le nom de *pyrophosphates*.

De tous les corps combustibles non métalliques, le carbone est celui dont la réaction a été le plus étudiée; à une température élevée, il décompose une partie de l'acide phosphorique des phosphates ou sous-phosphates des premières sections, d'où résulte du gaz oxide carbone, un peu de phosphore et un phosphate contenant plus d'oxide; mais avec les autres phosphates, l'oxide et l'acide sont simultanément réduits, et l'on obtient du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone, suivant la température à laquelle la décomposition a eu lieu; un phosphure et du phosphore à l'état de liberté, si les élémens du phosphure ont peu d'affinité l'un pour l'autre. Dans tous les cas, la quantité de phosphore qu'on retire ainsi par la calcination d'un phosphate avec le charbon dépend des proportions d'acide qui sont combinées à l'oxide. L'action des autres corps n'a pas été examinée; il est probable que l'hydrogène agirait sur quelques phosphates métalliques comme le carbone. Le soufre, le sélénium, le phosphore, le chlore, l'iode et le brôme, n'auraient sans doute de l'action que sur les phosphates qui sont décomposables par la chaleur.

Les métaux très-avides d'oxigène, tels que le potassium et le sodium, réagissent à l'aide de la chaleur sur tous les posphates, en décomposant ou l'acide seulement, ou

l'acide et l'oxide; on obtient toujours un phosphure de ces métaux, qui, mis en contact avec l'eau, la décompose et produit du gas hydrogène protophosphoré. (Vauquelin et Thénard.)

Le fer, l'étain, le zinc, calcinés avec les sesqui-phosphates ou les bi-phosphates, donnent aussi un phosphure par suite de la décomposition d'une partie de l'acide phosphorique.

La plupart des acides oxigénés sont susceptibles de décomposer en partie les phosphates, et de les transformer en bi-phosphates ou sesqui-phosphates; et comme ceux-ci sont tous solubles, on voit que les phosphates ou sous-phosphates insolubles le deviendront toujours lorsque l'acide n'aura pas assez d'affinité pour enlever tout l'oxide et mettre en liberté l'acide phosphorique. C'est ce qui arriverait surtout si l'on faisait agir l'acide sulfurique sur les phosphates de barite et de plomb; quant aux autres acides, ils se comportent comme nous l'avons établi.

Les hydracides, tels que l'acide hydrochlorique, hydrosulfurique, hydrosélénique, etc., décomposent par l'intermède de l'eau ceux des phosphates dont les métaux peuvent former avec la base de ces acides des composés insolubles; tels sont les phosphates de plomb, d'argent, de protoxide de mercure, de cuivre, de bismuth, etc.

Les bases qui paraissent occuper le premier rang pour leur affinité à l'égard de l'acide phosphorique, sont la chaux, la barite et la strontiane; viennent ensuite la potasse, la soude et l'ammoniaque.

La composition des phosphates neutres est telle, que le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 2. On ne peut obtenir ces sels, sous cet état de saturation, qu'à l'état liquide; car toutes les fois qu'on les met dans les conditions propres à la cristallisation, ils se transforment en phosphates sesqui-basiques et en sesqui-

phosphates. Le même effet s'observe en mêlant la solution d'un phosphate neutre avec celle d'un autre sel neutre, dont l'oxide forme avec l'acide phosphorique un composé insoluble. Après la précipitation, on trouve une certaine quantité de phosphate acide dans la liqueur surnageante. Ce phénomène est dû indubitablement à la cohésion que prennent les sous-phosphates lorsque leurs molécules ne peuvent s'attirer.

Caractères distinctifs.

Les phosphates ne développent aucune odeur, ni à froid, ni à chaud, par l'acide sulfurique; leur solution est précipitée en flocons blancs par l'eau de chaux, de barite et de strontiane, et les précipités sont redissous entièrement sans effervescence dans l'acide nitrique ou hydrochlorique; mêlée avec le nitrate d'argent, elle produit un précipité jaune serin, si le sel n'a pas éprouvé l'action du feu.

Onzième genre. — *Phosphites.*

Ces sels, peu examinés, se distinguent facilement des précédens par les propriétés suivantes : mis sur les charbons ardens, ils donnent une flamme jaune plus ou moins intense, due à l'inflammation du phosphore et du gaz hydrogène protophosphoré qui s'en dégage, comme on peut le prouver en chauffant ces sels en vases clos. Ils se transforment ainsi en phosphates plus ou moins colorés en jaune par un peu d'oxide de phosphore.

L'acide phosphoreux ne peut s'unir qu'avec les oxides qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène, car il réduit ceux des dernières sections. Les sels qu'il forme sont en général plus solubles que les phosphates, et peuvent se présenter sous trois états différens de saturation. La plupart des phosphites neutres se décomposent en cristallisant,

et se transforment en sous-phosphites et en phosphites acides.

L'air ne leur fait éprouver aucune altération à la température ordinaire. Le chlore, l'iode et le brôme, par l'intermède de l'eau, les font passer à l'état de phosphates ; il en est de même de l'acide nitrique, surtout à l'aide de la chaleur. Les phosphites, en absorbant ainsi l'oxigène pour se transformer en phosphates, ne changent point d'état de saturation ; sous ce rapport, ils ont de la ressemblance avec les sulfites. Les acides agissent sur eux comme sur les phosphates.

Dans ce genre de sels, la quantité d'oxigène de l'acide est à celle de l'oxide : : 3 : 2.

Douzième genre. — *Hypophosphites.*

Les hypophospites, comme les phosphites, sont décomposés par la chaleur. Chauffés à l'air, ils se boursouflent en répandant une flamme jaune pâle avec vapeurs blanches acides ; dans les vases fermés, on en extrait par la chaleur du gaz *hydrogène perphosphoré*, du phosphore, et pour résidu un sous-phosphate coloré en jaune.

Tous les hypophosphites sont solubles dans l'eau ; beaucoup d'entre eux sont même déliquescens. L'air n'agit que lentement sur eux lorsqu'ils sont neutres. Le chlore, en présence de l'eau, les fait passer à l'état de phosphates ; le brôme réagirait sans doute de la même manière. L'acide nitrique ne produit cet effet qu'à chaud.

Quoique aucun de ses sels neutres n'ait été analysé, il est vraisemblable, d'après la théorie, que dans ce genre le rapport de l'oxigène de l'acide doit être à celui de l'oxide : : $1\frac{1}{2}$: 2.

Caractères distinctifs.

La flamme phosphorique qui se dégage par le feu, leur solubilité dans l'eau, la non-précipitation des eaux de chaux, de barite par leur solution, la réduction des dissolutions d'or et d'argent, et leur transformation en phosphates par la solution du chlore, sont autant de propriétés qui servent à les distinguer des précédens sels.

TREIZIÈME GENRE. — *Borates.*

Les borates, formés par les oxides fixes et inaltérables au feu, sont indécomposables par la chaleur seule ; ils se fondent plus ou moins vite, et se vitrifient en raison de la fusibilité de l'oxide. Les autres se décomposent et fournissent de l'acide borique, du gaz oxigène, et du métal provenant de la réduction de l'oxide.

Les corps combustibles n'ont aucune action sur les borates des deux premières sections ; à l'égard des autres, ils sont tous décomposés par le carbone, qui réduit d'abord l'oxide, et si le métal de ce dernier a une grande affinité pour l'oxigène, il peut, concurremment avec le carbone, décomposer l'acide borique, et déterminer la formation d'un borure : c'est ainsi qu'agit le carbone sur le borate de fer. L'hydrogène joue absolument le même rôle, comme nous l'avons constaté, sur le même borate et celui de manganèse. Quant au soufre, au phosphore, au chlore, à l'iode, ils n'ont de l'action que sur les borates dont les oxides ont peu d'affinité pour l'oxigène.

Le potassium et et le sodium décomposent à chaud tous les borates, en mettant le bore à nu, et le fer ne donne le même résultat qu'en présence du carbone et à une température élevée ; mais le bore s'unit alors au fer, comme M. Dœbereiner l'a constaté.

Tous les borates neutres ou basiques sont insolubles dans

l'eau, à l'exception de quatre, qui sont : les borates de potasse, de soude, de lithium et d'ammoniaque. Comme les phosphates neutres, la composition des borates neutres est peu stable ; ils se transforment aisément en sous-sels et en sur-sels en cristallisant : par conséquent, l'acide borique peut s'unir en plusieurs proportions définies avec les oxides.

L'action des acides sur les borates varie suivant la température, leur fixité ou leur volatilité. A la température ordinaire, les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, hydrobrômique, hydrosulfurique, séparent l'acide borique de ses combinaisons salines; c'est le contraire à une température rouge : d'où l'on voit que la cohésion dans un cas, et la volatilité dans l'autre, ont encore ici une influence sur l'affinité.

L'ordre d'affinité des oxides pour l'acide borique est le même que pour celui de l'acide phosphorique, comme nous l'avons exposé dans le précédent article. Suivant l'analyse de quelques borates et celle de l'acide borique telle qu'elle a été établie, il faudrait admettre que le rapport de l'oxigène de cet acide est à celui de l'oxide qu'il sature dans les sels neutres : : 6 : 1.

Caractères distinctifs.

L'isolement de l'acide borique en traitant les borates par les acides nitrique, hydrochlorique ou sulfurique; les précipités blancs, insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'acide nitrique, que font naître dans leurs solutions l'eau de chaux, de barite et le nitrate d'argent, peuvent faire reconnaître ce genre des autres.

QUATORZIÈME GENRE. — *Chlorates.*

L'acide chlorique étant décomposable à une chaleur peu élevée, toutes ses combinaisons le sont à une tempé-

rature au-dessous du rouge; mais les produits que ces sels fournissent sont variables. On obtient des uns, du gaz oxigène, du chlore et l'oxide qui était uni à l'acide chlorique ; les autres sont transformés en chlorures et en gaz oxigène par la décomposition réciproque de l'acide et de l'oxide.

Tous les corps combustibles, à l'exception du chlore, du brôme, de l'iode et de l'azote, décomposent les chlorates à une légère chaleur avec dégagement de lumière, en absorbant l'oxigène de l'acide chlorique. Cette décomposition a même lieu avec une détonation plus ou moins forte, lorsqu'on vient à frapper sur un mélange de chlorate avec du soufre, du carbone, du phosphore ou une matière végétale sèche. C'est en raison de cette propriété qu'on a donné à ces mélanges le nom de *poudres fulminantes par le choc*.

Tous les chlorates, à part celui de protoxide de mercure, sont solubles dans l'eau et cristallisables ; traités par les acides minéraux, ils sont tous décomposés en donnant des résultats différens. Les oxacides affaiblis s'emparent à une légère chaleur d'une partie de la base du sel, et déterminent la transformation de l'acide chlorique en deutoxide de chlore qui se dégage, et en acide perchlorique; lorsqu'ils sont concentrés, cette décomposition est si prompte, qu'il y a souvent explosion avec dégagement de lumière, même à la température ordinaire. Les hydracides réagissent tout à la fois sur l'oxide et l'acide chlorique, en transformant ce dernier en deutoxide ou protoxide de chlore.

La potasse et la soude sont, de tous les oxides métalliques, ceux qui ont le plus d'affinité pour l'acide chlorique; viennent ensuite la barite, la chaux, la strontiane, l'ammoniaque et la magnésie, qui en ont plus que tous les autres, pour lesquels l'ordre d'affinité n'est pas bien connu.

La composition des chlorates est telle, que, d'après

leur analyse, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 1.

Caractères distinctifs.

Projetés sur les charbons incandescens, les chlorates fusent et scintillent très-vivement; traités à froid par l'acide sulfurique concentré, ils prennent aussitôt une couleur jaune orangé, et laissent dégager un gaz jaune verdâtre, lourd et répandant une odeur forte, analogue à celle du chlore. Leur solution n'est précipitée ni par le nitrate d'argent ni par celui de barite.

QUINZIÈME GENRE. — *Perchlorates.*

Ce genre jouit de la plupart des propriétés du précédent. Une seule espèce a été examinée avec attention. C'est celle à base de potasse.

Caractères distinctifs.

Fusion et scintillation sur les charbons ardens. Aucune action à froid, ni coloration par le contact de l'acide sulfurique concentré; chauffé à + 140° avec acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau, l'acide perchlorique est dégagé sans altération. D'après l'analyse du perchlorate de potasse, le seul de ce genre qui soit connu, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 7 : 1.

SEIZIÈME GENRE. — *Brômates.*

Ces sels ont encore été peu étudiés; ils se comportent au feu comme les chlorates, et donnent de l'oxigène du brôme, et l'oxide, ou de l'oxigène et un brômure. Tel est, pour ce dernier cas, le brômate de potasse qui a été particulièrement examiné par M. Balard.

Les corps combustibles donnent avec les brômates les mêmes résultats qu'avec les chlorates, soit par la chaleur,

soit par le choc; mais ils se distinguent de ces derniers par la décomposition que leur font éprouver les acides sulfureux et hydrosulfurique, qui en dégagent le brôme. Les brômates sont généralement moins solubles que les chlorates.

Leur composition, d'après M. Balard, est analogue à celle de l'acide chlorique, c'est-à-dire que l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 1.

Caractères distinctifs.

Déflagration et scintillation sur les charbons incandescens; mêlés avec l'acide sulfurique concentré, aucun phénomène à froid, mais à chaud dégagement de brôme et d'oxigène par suite de la décomposition de l'acide brômique; leur solution forme, avec le nitrate d'argent, un précipité blanc pulvérulent, avec le protonitrate de mercure un précipité blanc jaunâtre soluble dans l'acide nitrique.

Dix-septième genre. — *Iodates.*

Les produits de l'action du feu sur ces sels sont pour la plupart de l'iode, de l'oxigène provenant de la décomposition de l'acide iodique, et l'oxide métallique est mis en liberté, s'il n'est pas de nature à s'altérer par la chaleur; quelques autres donnent du gaz oxigène, et sont tranformés en iodures. Les iodates, traités par le carbone, le soufre, le phosphore, réagissent comme les chlorates et les brômates; ils sont généralement ou insolubles ou très-peu solubles dans l'eau. Les acides minéraux saturés d'oxigène décomposent les iodates en isolant l'acide iodique; ceux qui peuvent en absorber une nouvelle dose enlèvent l'oxigène à celui-ci, et mettent en liberté l'iode.

La composition des iodates est la même que celle du genre précédent sous le rapport de l'oxigène de l'acide à celui de l'oxide.

Caractères distinctifs.

Mis en contact avec les charbons ardens, les iodates solubles fusent et ne produisent qu'une légère déflagration. Dans les autres, ce caractère n'est point marqué; traités par l'acide sulfurique à froid, il n'y a aucun effet apparent; mais à chaud, il s'en dégage des vapeurs violettes. Dissous dans l'eau, leur solution est décomposée par l'acide sulfureux qui y occasione un précipité noir violacé d'iode, qui disparaît par un excès d'acide sulfureux. Le nitrate d'argent, versé dans la même solution, y forme un précipité blanc, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'ammoniaque.

Dix-huitième genre. — *Cyanates.*

Les combinaisons de l'acide cyanique avec les bases n'ont pas encore été étudiées. On sait seulement que les sels que cet acide forme avec la potasse, le barite, l'ammoniaque et l'oxide d'argent, sont fixes à la température de + 100°, plus ou moins solubles et cristallisables; que la chaleur les décompose sans produire de fulmination ni de déflagration, et que, traités par le potassium, ils donnent, après avoir été dissous, un précipité bleu (bleu de Prusse), par le persulfate de fer et un acide.

Les acides sulfurique et nitrique, qui n'ont aucune action sur l'acide cyanique, même à chaud, doivent se borner à l'isoler de ses combinaisons. D'après la composition de l'acide cyanique l'oxigène de l'acide doit être à celui de l'oxide dans les sels de ce genre : : 2 : 1.

Silicates.

Les combinaisons de l'acide silicique avec les oxides, peuvent avoir lieu en 5 à 6 proportions; plusieurs existent dans la nature, et constituent des espèces minérales bien connues.

Parmi les silicates neutres, il n'y a que ceux à base de potasse ou de soude qui soient solubles, les autres sont insolubles et peuvent s'unir aux premiers.

Les silicates solubles sont décomposés par tous les acides minéraux qui précipitent l'acide silicique en masse gélatineuse; ils se fondent au feu, et se convertissent en un verre transparent. Les silicates insolubles, fondus avec la potasse et traités par l'eau, fournissent une liqueur d'où l'on sépare de l'acide silicique par les acides; chauffés avec du fluorure de calcium pur et de l'acide sulfurique, ils donnent du gaz fluorure de silicium. D'après M. Berzélius, le rapport de l'oxigène de l'acide à celui de l'oxide est de 3 à 1 dans les silicates neutres.

Dix-neuvième genre. — *Arséniates.*

Les espèces de ce genre, dont les oxides sont fixes et inaltérables au feu, éprouvent un commencement de fusion ou se fondent d'autant plus vite que l'oxide est plus fusible. Les autres sont décomposés de manière que, dans un cas, les élémens de l'oxide et en partie ceux de l'acide se désunissent, d'où résulte du gaz oxigène, de l'acide arsénieux qui se volatilise, et le métal est mis en liberté; dans l'autre, lorsque l'oxide est susceptible d'absorber une nouvelle dose d'oxigène, il en enlève à l'acide arsénique, et le ramène à l'état d'acide arsénieux.

A une température plus ou moins élevée, les corps combustibles décomposent les arséniates fixes en agissant ou sur l'acide arsénique, ou tout à la fois sur l'acide et sur l'oxide. On obtient avec le charbon, dans le premier cas, du gaz acide carbonique et du gaz oxide de carbone, de l'arsenic sublimé et l'oxide à l'état de liberté; dans le second, où l'oxide est réductible par le charbon, il se forme, indépendamment des mêmes produits, une combinaison d'une partie de l'arsenic avec le métal (ou une arséniure.)

L'hydrogène agirait sans doute comme le carbone sur ces sels, et il en serait de même de quelques autres combustibles non métalliques, tels que le soufre, le sélénium, le phosphore; mais comme ces derniers peuvent s'unir directement à l'arsenic et aux métaux, on obtiendrait des composés différens.

L'eau ne peut agir que sur trois arséniates neutres qu'elle dissout; ce sont les arséniates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Tous les autres sont insolubles et ne deviennent solubles qu'en passant à l'état de bi-arséniates.

Les oxacides minéraux, tels que les acides sulfurique, nitrique, phosphorique, sélénique, décomposent en partie à froid, ou à une douce chaleur, les arséniates en les transformant en arséniates acides. Il n'y a que ceux qui forment des composés insolubles avec leurs oxides qui puissent les décomposer et mettre en liberté l'acide arsénique; mais comme ce dernier est plus fixe, il dégage, à une chaleur voisine du rouge, tous les acides de leurs combinaisons, excepté celles formées par l'acide phosphorique.

Les hydracides agissent principalement sur les arséniates comme sur les phosphates. Il en est de même des bases. La chaux, la barite et la strontiane ayant plus d'affinité pour l'acide arsénique que les autres oxides, opèrent la décomposition des arséniates solubles.

La composition des arséniates est, comme celles des phosphates, variable suivant leur état de saturation. Le même rapport existe aussi pour ce dernier genre; ainsi, dans les arséniates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 2; dans les bi-arséniates :: 5 : 1.

Caractères distinctifs.

Chauffés sur les charbons ardens, les arséniates fondent ou se ramollissent en dégageant une légère odeur alliacée. Les acides n'y produisent aucun effet sensible. Leur solu-

tion forme avec l'eau de chaux, de barite et de strontiane des précipités blancs floconneux, solubles dans l'acide nitrique ou hydrochlorique; avec le nitrate d'argent, un précipité rouge briqueté; avec le sulfate de cuivre, un précipité blanc bleuâtre; mêlée avec un hydrosulfate, cette solution ne produit aucun phénomène; mais si on ajoute un acide et qu'on chauffe doucement, il se dépose des flocons jaunes de sulfure d'arsenic; enfin, acidulée par l'acide sulfurique et mise en contact avec une lame de zinc, il s'en précipite des flocons noirs d'arsenic et d'hydrure d'arsenic.

Vingtième genre. — *Arsénites.*

Dans leur décomposition par le feu, les arsénites donnent des produits différens : ceux dont l'oxide a peu d'affinité pour l'acide le laissent dégager entièrement; les autres, comme les arsénites de potasse, de soude et de chaux, fournissent une certaine quantité d'arsenic métallique par la décomposition partielle de l'acide arsénieux et se transforment en sous-arséniates; enfin les arsénites formés par les oxides réductibles par la chaleur donnent tout à la fois de l'oxigène, de l'acide arsénieux et le métal de l'oxide.

L'action des corps combustibles sur les arsénites est la même que celle de ces corps sur les arséniates, puisqu'un grand nombre passent toujours à cet état par la chaleur. Leur décomposition paraît seulement plus facile; dans tous les cas, elle s'effectue en mêlant l'arsénite avec le corps combustible et le chauffant dans des vases fermés de manière à recueillir les produits.

L'ordre d'affinité des bases pour l'acide arsénieux est le même que pour l'acide arsénique, la chaux; la barite, la strontiane, occupent le premier rang; viennent après la potasse, la soude et l'ammoniaque.

La faible affinité dont jouit l'acide arsénieux pour les bases fait qu'il est aisément séparé de ses combinaisons par

tous les acides minéraux, à l'exception de l'acide carbonique et de l'acide hydrosulfurique, et peut-être de l'acide hydrosélénique. Si l'arsénite est dissous et si la solution est concentrée, l'acide arsénieux est toujours précipité, en raison de son peu de solubilité, sous forme de poudre blanche cristalline. L'acide hydrosulfurique n'agit que sur les arsénites des dernières sections, sur les autres son action ne peut avoir lieu qu'en présence d'un acide qui met à nu l'acide arsénieux; alors il est décomposé par l'acide hydrosulfurique, d'où résulte de l'eau et du sulfure d'arsenic qui se précipite en flocons jaunes.

Tous les arsénites neutres sont insolubles, à l'exception des arsénites de potasse, de soude et d'ammoniaque. Quelques-uns sont rendus solubles quand ils sont transformés en bi-arsénites ou en arsénites bi-basiques.

D'après la composition de l'acide arsénieux, le rapport de l'oxigène de celui-ci à l'oxigène de l'oxide qu'il sature est :: 3 : 2.

Caractères distinctifs.

Odeur alliacée, avec légères vapeurs blanches, quand on les chauffe en contact avec les charbons incandescens; sublimation d'arsenic en les calcinant dans un tube avec un peu de charbon en poudre. La solution des espèces solubles présente les propriétés suivantes: précipitation d'acide arsénieux en poudre blanche par les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique; précipité blanc, floconneux avec l'eau de chaux, de barite ou strontiane; précipité jaune serin avec le nitrate d'argent; précipité vert d'herbe avec le sulfate de cuivre; l'acide hydrosulfurique, ou un hydrosulfate, n'y produit un précipité floconeux jaune qu'en présence d'un acide; réduction de l'arsenic en poudre noire par le zinc plongé dans la solution étendue d'eau et acidulée par l'acide sulfurique ou hydrochlorique.

VINGT-UNIÈME GENRE. — *Chrômates.*

Tous les sels de ce genre sont différemment colorés suivant leur état de saturation; ils sont ou jaunes, ou orangés, ou jaunes rougeâtres. Quelques-uns d'entre eux sont rouges et bruns marrons.

Les chrômates, autres que ceux de la seconde section, se décomposent à une chaleur élevée; ils donnent, par suite de la décomposition de l'acide chrômique, de l'oxigène, de l'oxide de chrôme qui reste mêlé à l'oxide; lorsque ce dernier n'est pas réductible par la chaleur.

Le carbone et le soufre sont les seuls des corps combustibles qui aient été mis en contact avec les chrômates; à une température plus ou moins élevée, ils les décomposent en absorbant une partie de l'oxigène de l'acide chrômique et le ramenant à l'état d'oxide de chrôme, du reste ils agissent sur les oxides de ces sels comme s'ils étaient à l'état de liberté. Il est probable que plusieurs des autres corps combustibles non métalliques fourniraient les mêmes résultats.

La plupart des acides minéraux, à l'exception des acides carbonique et borique, décomposent tous les chrômates en s'emparant de leurs oxides; du moins c'est ce qui a lieu avec les oxacides saturés d'oxigène, car les acides sulfureux, phosphoreux, etc., désoxigènent en partie l'acide chrômique. Quand aux hydracides, ils s'emparent d'abord de l'oxide et décomposent ensuite l'acide chrômique en produisant un composé du chrôme avec leurs bases.

Il n'existe qu'un petit nombre de chrômates solubles, ce sont ceux de la seconde section, excepté celui de barite; il faut joindre aux premiers les chrômates de magnésie, d'ammoniaque, ceux de nickel et de cobalt. Tous ces sels peuvent être obtenus cristallisés plus ou moins facilement; mais alors ils ne sont plus neutres; ils se tranforment en chrômates acides et en sous chrômates qui restent

dans l'eau mère. Cette propriété leur est commune avec les phosphates et les arséniates. Le rapport de l'oxigène de l'acide à celui de l'oxide est :: 3 : 1.

Caractères distinctifs.

Les chrômates ne dégagent aucune odeur par l'acide sulfurique, ils prennent seulement une teinte rouge orangé; leur solution devient d'un vert bleuâtre par l'acide sulfureux; l'acide hydrochlorique en excès produit à chaud le même effet avec dégagement de chlore; elle est précipitée en jaune orangé par le nitrate ou l'acétate de plomb, en rouge vif par le protonitrate de mercure, et en rouge marron par le nitrate d'argent.

Vanadates.

L'acide vanadique peut s'unir en plusieurs proportions avec les oxides, et former des sels neutres et des sels acides.

Les vanadates neutres, à base d'alcalis, sont originairement colorés en jaune, mais leur solution perd spontanément cette couleur au bout de quelques heures. Les acides y développent une couleur rouge; l'infusion de noix de galles les colore en bleu noir; les sels de barite, de plomb et de mercure y forment des précipites jaunes plus ou moins foncés.

Les bi-vanadates solubles sont d'un rouge orangé et pour la plupart cristallisables.

D'après M. Berzélius, dans les vanadates neutres, l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide :: 1 : 3, et dans les bi-vanadates ce rapport est :: 1 : 6.

Les autres genres formés par les acides tungstique, molybdique, colombique, etc., n'offrant aucun intérêt ni aux arts, ni à la médecine, nous les passerons sous silence.

Après avoir décrit les caractères généraux des combinaisons formées par les oxacides et les oxides, nous devrions indiquer celles qui sont produites par les hydracides et ces mêmes oxides. Quoique dans un grand nombre de circonstances les composés qui en résultent n'aient aucun rapport avec les sels, ils s'en rapprochent tant sous quelques points, que plusieurs chimistes les regardent comme tels. Cette divergence d'opinion, pour laquelle la théorie des faits observés paraît fournir des argumens également favorables à l'une ou l'autre hypothèse, partage encore plusieurs savans justement recommandables. Sans avoir ici la prétention de terminer la discussion de ces différentes hypothèses, nous croyons que celle où l'on admet que les hydracides, en s'unissant aux oxides, éprouvent une décomposition telle que leur radical se combine au métal pour former un simple composé binaire, est généralement plus conforme à l'explication qu'on peut donner des réactions qu'ils présentent avec les autres corps. En effet, dans la supposition contraire, comment peut-on rendre raison de la différence d'action de la part de l'acide sulfurique, sur le produit formé en faisant agir l'acide hydrosulfurique d'une part sur l'oxide de plomb, et de l'autre sur l'oxide de potassium, en concluerait-on que l'un a été transformé en sulfure, et que l'autre existe à l'état d'hydrosulfate? Mais cette anomalie, qui fournirait des exceptions aux propriétés générales qui doivent caractériser toutes les combinaisons du même acide, devient un argument puissant pour soutenir l'opinion opposée; d'ailleurs, les produits qui résultent de l'action de l'acide hydrosulfurique sur les oxides de plomb et de potassium ne se comportent-ils pas comme les composés directs que l'on peut former avec le soufre et l'un ou l'autre de ces métaux! A cette nouvelle preuve, nous en ajouterons une autre extraite de la différence d'action qu'exerce l'acide

sulfurique hydraté sur ces deux composés, et qui en donne une explication satisfaisante : c'est que dans un cas le métal pouvant décomposer l'eau en attire l'oxigène, tandis que l'hydrogène de celle-ci se combine en même temps avec le soufre pour former de l'acide hydrosulfurique : ces effets se produisent au moment même où l'acide est en contact avec le composé binaire. D'où l'on voit qu'un grand nombre des composés formés par les hydracides doivent être décomposés par l'acide sulfurique, même à froid; ce sont ceux que l'on obtient avec les métaux des trois premières sections, métaux qui peuvent décomposer l'eau par eux-mêmes, ou sous l'influence d'un acide, et que les autres, ne jouissant pas de cette propriété, se comporteront d'une manière tout-à-fait différente. C'est ainsi qu'on se rendra facilement compte pourquoi, dans ce cas, l'acide sulfurique dégage de l'acide hydrochlorique en agissant sur un chlorure métallique, tandis que dans d'autres circonstances il ne produit aucun effet; or, dans l'hypothèse où l'on admet que ces composés sont des hydrochlorates, il serait impossible d'en donner une explication irrécusable.

Toutefois, comme beaucoup de ces composés sont encore regardés comme des sels, soit dans les arts, soit dans la médecine, nous avons pensé qu'il serait convenable d'exposer ici leur caractères génériques.

Hydrochlorates.

Transformés presque tous en chlorures par l'action du feu, quelques-uns se décomposent par l'eau qu'ils contiennent, et donnent de l'acide hydrochlorique en laissant l'oxide à l'état de liberté; d'autres fournissent de l'eau, du chlore, et pour produit fixe le métal : ceux qui sont convertis en chlorures sont plus ou moins fusibles, fixes ou volatils.

Le carbone n'a aucune action sur les hydrochlorates des premières sections, ainsi que le soufre; ces deux corps n'agissent que sur ceux des dernières sections; le premier n'agit que par l'hydrogène qu'il renferme, le second en s'unissant au métal et en se combinant en partie au radical de l'acide.

L'eau dissout un grand nombre d'hydrochlorates et décompose les autres. Les acides sulfurique et phosphorique dégagent, à la température ordinaire ou à l'aide d'une douce chaleur, l'acide hydrochlorique des hydrochlorates des trois premières sections : ils n'exercent point la même action sur les autres, par les raisons que nous avons exposées plus haut. L'acide nitrique en excès, mis en contact avec les hydrochlorates, réagit sur eux à l'aide d'une douce chaleur, les décompose ainsi que l'acide hydrochlorique, et donne pour résultat du chlore, de l'acide nitreux et un nitrate. Les acides hydrosulfurique, hydriodique, hydrosélénique ne décomposent que ceux des dernières sections.

Les bases alcalines qui ont le plus de tendance à s'unir à l'acide hydrochlorique sont la potasse, la soude, la chaux, la barite, la strontiane, l'ammoniaque et la magnésie; par conséquent, tous les hydrochlorates des autres oxides sont décomposés par ceux-ci.

La composition des hydrochlorates est simple; elle est telle que l'oxigène de l'oxide est à l'hydrogène de l'acide dans les proportions nécessaires pour former de l'eau, et que le chlore et le métal sont en rapport pour donner naissance à un chlorure correspondant au degré d'oxidation où se trouvait le métal.

Caractères distinctifs.

L'acide sulfurique concentré produit, avec les hydrochlorates des trois premières sections, une vive efferves-

cence avec dégagement de vapeurs blanches très-piquantes; mêlés avec du peroxide de manganèse et traités par l'acide sulfurique étendu d'eau, ils fournissent du chlore par une légère élévation de température. Leur solution aqueuse précipite généralement le nitrate d'argent en flocons blans, insolubles dans tous les acides, mais solubles entièrement dans l'ammoniaque liquide.

Hydrobrômates.

L'histoire des hydrobrômates est encore très-incomplète. Ils se comportent, en général, au feu comme les hydrochlorates, avec lesquels ils ont beaucoup d'analogie par un grand nombre de propriétés qui leur sont communes. Il est probable que les corps combustibles non métalliques agiraient sur eux comme sur les hydrochlorates. Toutefois, le chlore, ayant plus d'affinité pour l'hydrogène et les métaux que n'en a le brôme, le dégage aisément de ses différentes combinaisons salines.

Leur composition est analogue à celle des hydrochlorates, c'est-à-dire que l'oxigène de l'oxide est à l'hydrogène de l'acide :: 1 : 2.

Caractères distinctifs.

Mis en contact avec l'acide sulfurique concentré, les hydrobrômates font une vive effervescence, en laissant dégager des vapeurs blanches jaunâtres qui sont un mélange d'acide hydrobrômique et de brôme. Chauffés avec l'acide nitrique, ils sont décomposés en produisant des vapeurs abondantes jaunes fauves de brôme : leur solution, mêlée avec le chlore dissous dans l'eau, devient jaune et acquiert une odeur forte par le brôme mis à nu; elle forme, avec le nitrate d'argent, un précipité floconneux jaune serin insoluble dans les acides, mais soluble dans l'ammoniaque.

Hydriodates.

Ce genre, analogue aux précédens par sa composition et la manière dont il se comporte dans quelques circonstance, en est facile à distinguer par plusieurs propriétés.

Caractères distinctifs.

Dégagement de vapeurs blanches, auxquelles succèdent des vapeurs jaunes et ensuite violettes par l'acide sulfurique concentré. L'acide nitrique les décompose et produit à chaud avec ceux-ci de belles vapeurs violettes, dissous dans l'eau, ils sont peu à peu décomposés par la solution de chlore, dont le premier effet est de les colorer en jaune et ensuite en jaune rougeâtre; enfin, lorsque le chlore est en quantité suffisante, l'iode se précipite en poudre brune ardoisée, que la chaleur réduit alors en vapeurs violettes. Leur solution précipite en jaune doré le nitrate ou l'acétate de plomb; en jaune verdâtre, le protonitrate de mercure, et en rouge écarlate, le deutonitrate du même métal; enfin, en ajoutant une solution d'amidon à la solution d'un hydriodate, et y versant un peu de chlore, il s'y développe une couleur bleue par suite de la combinaison de l'amidon avec l'iode mis en liberté.

Hydrosulfates.

Les hydrosulfates peuvent être considérés comme les hydrochlorates et les genres que nous avons déjà décrits, c'est-à-dire qu'ils sont décomposés à une chaleur plus ou moins élevée : les uns donnent de l'acide hydrosulfurique et laissent l'oxide du sel; les autres abandonnent une partie de l'acide hydrosulfurique, et se transforment en sulfures si la calcination a lieu à l'abri de l'air; car si on les chauffe en contact avec ce fluide, ils sont promptement

convertis en sulfates par l'oxigène qui brûle tout à la fois le soufre et le métal.

Exposés à l'air, les hydrosulfates sont peu à peu altérés, et passent à l'état d'hydrosulfates sulfurés en se colorant en jaune orangé. Cet effet est plus marqué sur leur solution que lorsqu'ils sont à l'état solide; car dans ce dernier cas la décomposition n'est que superficielle. Par un contact prolongé, l'air les transforme en hyposulfites; d'où l'on voit que non-seulement tout l'hydrogène est brûlé par l'oxigène de l'air, mais qu'une portion de soufre se sépare, et que l'autre est convertie en acide hyposulfureux qui reste combiné à l'oxide. Ce produit est le dernier résultat de l'altération des hydrosulfates à l'air.

Comme la plupart des hydrosulfates passent à l'état de sulfure par une température rouge, il suit de là que le charbon ne peut les décomposer; mais à une chaleur très-élevée, celui-ci enlève une partie du soufre au sulfure. Le chlore, l'iode et le brôme, qui ont tant d'affinité pour l'hydrogène, décomposent tous les hydrosulfates et en précipitent le soufre; il en est de même de quelques composés qui ont de l'action sur l'acide hydrosulfurique libre, tels que l'acide hyponitrique et l'acide sulfureux. Le soufre, à la température de + 100°, jouit de la propriété de se combiner avec les hydrosulfates dissous dans l'eau, et de les faire passer à l'état d'hydrosulfates sulfurés; toutefois, en agissant sur les bi-hydrosulfates, il en dégage la moitié du gaz hydrosulfurique qu'ils contiennent, effet qui n'a pas lieu avec les hydrosulfates simples. Suivant M. Berzélius, la proportion de soufre qui se combine à l'hydrosulfate dans cette circonstance est quatre fois plus grande que celle qui existe dans l'acide hydrosulfurique.

Tous les acides décomposent, même à la température ordinaire, les hydrosulfates en s'emparant de leurs bases, et en dégageant le plus souvent l'acide hydrosulfurique

avec effervescence. Quelques-uns d'entre eux, tels que l'acide nitrique concentré, l'acide hyponitrique, et l'acide sulfureux réagissent en même temps sur l'acide et le décomposent, les deux premiers par une partie de leur oxigène, le second par l'action particulière qu'il exerce sur cet acide. Dans tous les cas, il y a du soufre mis à nu.

Les sels, dont le métal peut former avec le soufre un composé insoluble dans l'eau, sont décomposés par tous les hydrosulfates solubles. C'est ainsi que tous les sels de fer, de zinc, de manganèse, d'étain, de cuivre, de bismuth, d'antimoine, de mercure, d'argent, d'or, de platine, etc., sont précipités par les solutions des hydrosulfates; le précipité est noir avec les sels de fer, de cuivre, de mercure, de plomb, de bismuth, d'argent, d'or et de platine; jaune orangé avec les sels d'antimoine; jaune serin avec les composés d'arsenic et de cadmium; blanc avec les sels de zinc et de manganèse; chocolat avec les sels de protoxide d'étain, et jaune avec ceux de deutoxide. L'insolubilité de ces précipités est la couleur particulière qui caractérise quelques-uns d'entre eux permettent donc d'employer les hydrosulfates solubles comme réactifs dans un grand nombre de cas.

Les hydrosulfates de la deuxième section et celui de magnésie sont solubles dans l'eau, à laquelle ils communiquent une légère odeur d'œufs pourris et une saveur âcre un peu amère. Ces solutions se colorent peu à peu au contact de l'air, comme nous l'avons exposé plus haut, laissent déposer du soufre et passent à l'état d'hyposulfites.

Comme tous les sels formés par les hydracides, les hydrosulfates neutres offrent une composition telle, que l'hydrogène de l'acide hydrosulfurique est à l'oxigène de l'oxide : : 2 : 1, c'est-à-dire dans les proportions nécessaires pour produire l'eau; dans les bi-hydrosulfates, ce rapport est : : 4 : 1, d'où il suit que dans leur décompo-

sition par le feu ceux-ci doivent laisser dégager une partie d'acide hydrosulfurique, et que l'autre se trouve entièrement décomposée par l'oxide, d'où résulte de l'eau et un sulfure. Les hydrosulfates sont regardés aujourd'hui comme des sulfures simples formés d'un atome de soufre et d'un atome de métal, et les hydrosulfates sulfurés comme des polysulfures où le métal est uni à plusieurs atomes de soufre.

Caractères distinctifs.

Les hydrosulfates se reconnaissent facilement à l'odeur fétide d'œufs pourris, qu'ils laissent dégager avec effervescence quand on les traite par les acides sulfurique, phosphorique ou hydrochlorique. Dissous dans l'eau, ils fournissent une solution incolore ou peu colorée, qui, mise en contact avec les mêmes acides, donne la même odeur sans que la transparence de la liqueur soit troublée ou à peine. Le chlore, l'iode et l'acide hyponitrique en précipitent le soufre en poudre blanche sale; les sels de plomb, de mercure et d'argent y produisent des précipités noirs, tandis que les sels d'antimoine en occasionnent un d'une couleur rouge orangé.

Hydrosulfates sulfurés.

Ces sels, désignés autrefois sous le nom de *sulfures hydrogénés*, sont tous colorés en jaune orangé plus ou moins foncé; ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de barite et de strontiane, sont les seuls qui aient été examinés: on ne les a étudiés qu'en solution dans l'eau.

L'air agit sur eux comme sur les hydrosulfates; il en est de même du chlore, du brôme et de l'iode, qui en précipitent tout le soufre. La plupart des métaux en absorbent une partie du soufre, et les ramènent à l'état de sous-hydrosulfates incolores ou peu colorés.

Les acides les décomposent à la manière des hydrosul-

fates simples; mais à mesure que cette réaction a lieu, l'acide hydrosulfurique s'en dégage, et le soufre se précipite sous forme de poudre blanchâtre très-divisée. Mais on peut, dans quelques circonstances, obtenir au lieu de soufre de l'hydrure, c'est-à-dire un composé d'hydrogène et de soufre. C'est ce qui arrive lorsqu'on verse peu à peu l'hydrosulfate sulfuré dans l'acide. (*Voyez* Préparation de l'hydrure de soufre, premier volume.)

La composition des hydrosulfates sulfurés est telle que le soufre en excès qu'ils renferment est à celui qui existe dans les hydrosulfates simples : : 4 : 1. Ce qui leur a fait donner le nom d'*hydrosulfates quadrisulfurés*.

Caractères distinctifs.

A part tous les phénomènes que présentent les hydrosulfates simples, la solution des hydrosulfates sulfurés laisse précipiter par les acides du soufre, et forme avec les sels métalliques énoncés plus haut, des précipités généralement moins foncés en couleur.

Hydroséléniates.

Ces sels ont été peu étudiés; ils ressemblent beaucoup aux hydrosulfates par leurs propriétés. Exposés à l'air, ceux qui sont solubles se colorent peu à peu en rouge et laissent précipiter du sélénium en flocons rouges brunâtres; les acides agissent sur eux comme sur les hydrosulfates et en dégagent l'acide hydrosélénique; enfin ils précipitent de leurs dissolutions la plupart des métaux des quatre dernières sections.

Quoique l'on n'ait encore analysé aucun hydroséléniate, l'analogie indique que leur composition doit être identique avec celle des hydrosulfates solubles.

Caractères distinctifs.

Effervescence avec les acides et dégagement d'acide hy-

drosélénique ayant l'odeur du gaz hydrosulfurique; leur solution se colore en rouge au contact de l'air et laisse précipiter des flocons bruns rougeâtres; elle précipite les sels de zinc et de manganèse en blanc couleur de chair, et tous les autres sels métalliques donnent des précipités noirs.

Hydrocyanates.

Les hydrocyanates sont, pour la plupart, fixes au feu, et transformés seulement en eau et en cyanures à l'abri de l'air; car, par leur calcination dans ce fluide, le cyanogène est brûlé, et le métal est mis à nu ou oxidé suivant sa nature.

Parmi les combinaisons de l'acide hydrocyanique, il n'y a que celles qu'il forme avec les oxides de la seconde section, l'ammoniaque et le deutoxide de mercure, qui soient solubles dans l'eau; les premières sont considérées comme des hydrocyanates, et la dernière comme un cyanure.

Exposés à l'air, les hydrocyanates sont décomposés peu à peu par l'acide carbonique qu'il contient et qui, en s'unissant à l'oxide, en chasse l'acide hydrocyanique, facile à reconnaître par son odeur d'amandes amères. Tous les autres acides produisent instantanément le même effet.

L'acide hydrocyanique étant identique dans sa composition avec les acides hydrochlorique et hydriodique, il doit en être de même pour la composition des sels qu'il forme avec ses bases.

Caractères distinctifs.

Les hydrocyanates répandent, au contact de l'air, une légère odeur d'amandes amères, qui devient plus prononcée quand on les met en contact avec un acide quelconque; leur solution ramène au bleu le tournesol rougi, ou verdit le sirop de violettes. Elle forme avec les sels de

protoxide de fer un précipité jaune orangé qui devient vert à l'air et ensuite bleu; avec les sels de tritoxide de fer un précipité bleu noirâtre, qui devient d'un bleu vif par l'addition d'un acide; enfin avec les sels de deutoxide de cuivre un précipité jaune verdâtre, qu'un excès d'acide rend blanc.

Hydrosulfocyanates.

Les sels appartenant à ce genre, quoique ayant été peu étudiés, sont faciles à distinguer par les sels de peroxide de fer qui y développent instantanément une couleur rouge de sang, et par les oxacides qui en séparent l'acide hydrosulfocyanique.

Hydrofluates.

L'acide hydrofluorique, dans son action sur les oxides, donne les mêmes produits que les autres hydracides, et ses combinaisons se comportent, à l'égard des corps combustibles simples non métalliques, comme celles de ces acides.

Parmi les hydrofluates, il n'y a que ceux dont les oxides sont indécomposables au feu qui ne soient point altérés par la chaleur; ils se fondent seulement à une température plus ou moins élevée. Les autres donnent tout ou une partie de l'acide hydrofluorique, l'oxide métallique ou le métal réduit. Si l'expérience se fait dans des vases de verre, il se forme du fluorure de silicium (acide fluosilicique) par l'action de l'acide hydrofluorique sur la silice qui entre dans la composition du verre.

L'eau ne peut dissoudre que quatre hydrofluates : ce sont ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'oxide d'argent. Tous les autres sont insolubles, et ne se dissolvent que dans un excès d'acide hydrofluorique ou d'un acide minéral susceptible de former un composé soluble avec l'oxide du sel.

Leur composition, d'après l'analogie, doit être semblable à celle des hydrochlorates.

Caractères distinctifs.

Les hydrofluates sont tous décomposés à la température ordinaire ou à une douce chaleur par l'acide sulfurique; il se produit une effervescence plus ou moins vive avec dégagement de vapeurs blanches très-piquantes. En exposant à cette vapeur une lame de verre, elle est peu à peu dépolie; mêlés avec du sable et de l'acide sulfurique, il s'en dégage un gaz (fluorure de silicium) qui laisse déposer des flocons blancs de silice sur les corps humides.

Les hydrofluates solubles précipitent l'eau de chaux, de barite et la solution de tous les sels métalliques, excepté ceux à base d'argent. Les précipités sont blancs, et facilement redissous par l'acide nitrique.

CHAPITRE II.

Des caractères des espèces salines, et de leurs propriétés particulières.

Un grand nombre d'oxides formant des sels qui n'ont reçu aucun usage, nous nous abstiendrons d'en parler, par la raison que nous dépasserions le cadre que nous nous sommes tracé dans la rédaction de cet abrégé, et que, d'un autre côté nous manquerions le but que nous nous sommes proposé. C'est pourquoi nous ne traiterons que des espèces de sels dont quelques-unes sont employées en médecine ou dans les arts.

SELS A BASE D'OXIDE D'ALUMINIUM *ou* D'ALUMINE.

Caractères distinctifs. Incolores, inodores; saveur acide légèrement sucrée et astringente. Leur solution aqueuse n'est point précipitée par le cyanure double de fer et de potassium. Les hydrosulfates y forment un précipité blanc, ainsi que les carbonates et les bi-carbonates. L'ammoniaque et l'eau de potasse y produisent un précipité blanc gélatineux; mais ce dernier est redissous par un excès de potasse caustique, tandis que l'ammoniaque ne jouit pas de cette propriété.

A l'état sec, ces sels mélangés avec un peu de nitrate de cobalt et chauffés au chalumeau, prennent une couleur bleu d'azur.

Carbonate d'alumine. Ce sel ne peut exister qu'en solution dans l'eau et à la faveur d'un excès d'acide; il se décompose avec la plus grande facilité par son exposition à l'air, et laisse précipiter l'alumine à l'état de pureté. On ne peut le former par la réaction d'un carbonate sur un sel d'alumine soluble; car quand on mêle ces deux sels ensemble, il y a précipitation d'hydrate d'alumine, et formation d'un bi-carbonate qui reste en solution.

Sulfate d'alumine. Ce sel ne se rencontre dans la nature qu'à l'état de sous sulfate ou uni au sulfate de potasse, avec lequel il forme un sel double (alun), ou mêlé à d'autres sulfates. Sous le premier état, il est rare; on ne l'a encore trouvé que dans quelques provinces de l'Allemagne, en Angleterre, et en France, à Épernay, département de la Marne. Il est en petites masses mamelonnées, disséminées çà et là dans des couches de terre crayeuse, et désigné par le nom d'*aluminite.* Sous le second état, il existe, mais en très-petite quantité, dans les fissures de certains schistes alumineux, et principalement dans les pays volcanisés. Le sous-sulfate d'alumine et de potasse, mêlé à la silice, cons-

titue une roche assez dure qui se trouve à la Tolfa auprès de Rome, et forme presqu'entièrement des collines assez étendues. C'est à cette circonstance topographique que l'on attribue le nom d'*alun de Rome* qu'on a donné au sulfate d'alumine, qui a été extrait pendant long-temps du traitement de cette roche. Dans d'autres contrées d'Italie, en Hongrie et dans l'Archipel, il existe aussi des roches semblables qui sont employées aux mêmes usages.

Le sulfate d'alumine neutre peut se produire dans certaines réactions naturelles, par exemple, dans les circonstances où des pyrites martiales, contenant des schistes alumineux, s'effleurissent à l'air. On le forme directement en dissolvant l'alumine en gelée dans l'acide sulfurique faible, jusqu'à ce que ce dernier refuse d'en dissoudre, évaporant la dissolutiou jusqu'à consistance sirupeuse, et l'abandonnant à elle-même dans un vase fermé, où elle ne tarde pas à cristalliser confusément.

Propriétés. Le sulfate d'alumine se présente en une masse formée d'aiguilles blanches, fines, disposées en houppes légères et flexibles. Sa saveur est un peu acide, astringente et très-styptique; il est inaltérable à l'air. L'eau en dissout un peu moins de son poids à la température ordinaire. Exposé au feu, il se boursoufle, se dessèche et se décompose ensuite en donnant du gaz acide sulfureux, de l'oxigène, de l'acide sulfurique, et laissant de l'alumine pure.

Sa solution rougit la teinture de tournesol; elle est décomposée par tous les oxides de la seconde section, ainsi que par l'ammoniaque, qui en isolent l'alumine. Lorsque cette solution est concentrée, et qu'on la mêle avec une solution également saturée de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque, il y a formation d'un sel double qui se précipite en petits cristaux blancs, peu solubles dans l'eau froide. L'alumine, mise en contact à chaud avec ce

sel, le transforme peu à peu en sous-sulfate bi-basique ou tri-basique insoluble dans l'eau. Cette dernière espèce constitue le sous-sulfate qu'on trouve dans la nature.

Sulfate double d'alumine et de potasse, ou *d'alumine et d'ammoniaque.*

Ces deux sels, identiques par un grand nombre de leurs propriétés, sont connus depuis long-temps sous le nom d'*alun* : ils sont distingués l'un de l'autre par les noms *alun à base de potasse*, *alun à base d'ammoniaque.*

On les obtient par plusieurs procédés : 1° en combinant directement le sulfate d'alumine à l'un ou à l'autre de ces sels : c'est le seul procédé pour celui à base d'ammoniaque; quant à l'autre, on peut l'extraire des terrains volcaniques, où il existe tout formé, en les lessivant avec de l'eau, et concentrant la solution dans des chaudières de plomb : c'est ce qu'on pratique à la Solfatare, dans le royaume de Naples; 2° en calcinant, comme on le fait aux environs de Rome, à Tolfa, à Piombino, etc., les roches qui contiennent le sous-sulfate d'alumine et de potasse pur ou mêlé à la silice. Par l'action de la chaleur, une portion d'alumine se sépare d'elle-même, ou s'unit à la silice qui se rencontre dans la roche, ce qui contribue à convertir le sous-sulfate d'alumine et de potasse en sulfate neutre soluble dans l'eau. Cette opération, qui n'exige pas une chaleur trop élevée, se pratique ordinairement dans des fours où la température peut être réglée à volonté. Toutefois, c'est en traitant par l'eau chaude le résidu de cette calcination, et concentrant la solution, qu'on en retire l'alun; 3° dans les pays où le sulfure de fer se trouve naturellement mêlé à l'argile ou à des schistes, on l'emploie pour la confection de l'alun. A cet effet, on le réduit en poudre, et on en forme des tas que l'on humecte avec de l'eau; il en résulte peu à peu, par l'action de l'oxigène sur le soufre et

le fer, du protosulfate de fer et une certaine quantité de sulfate d'alumine qui se forme par suite de la décomposition du premier sel par l'alumine qui entre dans l'argile. Au bout d'un an, on lave la matière avec de l'eau qui dissout ces deux sels, et par l'évaporation et la concentration le protosulfate de fer cristallise, tandis que le sulfate d'alumine, qui est très-soluble et difficile à obtenir cristallisé, reste dans les eaux mères. En y ajoutant du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque, il se forme à l'instant de l'alun qui se précipite en petits cristaux qu'on lave avec une petite quantité d'eau froide, et qu'on fait ensuite redissoudre dans l'eau chaude et cristalliser. Ce n'est que lorsque les schistes, mêlés au sulfure de fer, sont très-denses, qu'on les calcine avant de les exposer à l'air; 4° dans quelques circonstances, on prépare directement l'alun en traitant les argiles pures par l'acide sulfurique étendu d'eau, concentrant le sulfate d'alumine qui s'est produit, et l'unissant au sulfate de potasse ou d'ammoniaque. Lorsque les argiles sont ferrugineuses, on les expose à la chaleur rouge pour décomposer l'hydrate de fer, le suroxider et le rendre moins soluble dans l'acide sulfurique faible.

L'alun préparé par l'un des procédés indiqués ci-dessus ne peut être regardé comme pur qu'après avoir subi plusieurs cristallisations qui le privent pour la plus grande partie du sulfate de fer qu'il contient. Toutefois, malgré ces purifications, il en retient encore souvent des traces plus ou moins grandes, qui influent sur quelques-unes de ses propriétés dans l'usage qu'on en fait pour certains arts, et surtout la teinture; aussi les différens aluns du commerce sont-ils d'autant plus estimés et recherchés qu'ils en renferment moins. C'est en raison de sa pureté qu'on accordait autrefois la préférence à l'alun de Rome sur les autres espèces qui contenaient de 0,005 à 0,007 d'oxide

de fer, mais qu'on en sépare aujourd'hui par des procédés simples.

Propriétés. L'alun est un sel blanc, inodore, d'une saveur d'abord sucrée, et ensuite astringente. Il rougit la teinture de tournesol. L'eau bouillante en dissout moins que son poids (0,75), tandis que l'eau, à la température de + 15°, en dissout la dix-huitième partie. En se séparant de l'eau, il cristallise le plus ordinairement en octaèdres transparens, et retient de l'eau combinée, dont la proportion s'élève à 45 pour l'alun à base de potasse, et 48 pour celui à base d'ammoniaque. Exposé à l'air, il s'effleurit légèrement en perdant un peu d'eau de cristallisation; à une chaleur au-dessus de 100°, il entre en fusion dans cette eau et se prend par le refroidissement en une masse demi-transparente, désignée autrefois sous le nom d'*alun de roche*. Par une chaleur plus élevée, il laisse dégager toute son eau de cristallisation en se boursouflant beaucoup, et se transforme en une matière légère, très-poreuse, d'un blanc mat, qui porte le nom d'*alun calciné*. Sous cet état, l'alun est privé entièrement d'eau, et peut se redissoudre peu à peu dans ce liquide, et au bout d'un certain temps, si la calcination n'a pas été trop forte.

Soumis à une chaleur rouge, l'alun est décomposé; on obtient du gaz acide sulfureux, du gaz oxigène et de l'acide sulfurique provenant de la décomposition du sulfate d'alumine, et pour produit fixe un mélange d'alumine et de sulfate de potasse, si la température n'a pas été trop élevée; car à celle-ci le sulfate de potasse serait décomposé par l'alumine qui s'unirait à la potasse. Les résultats sont tout différens avec l'alun à base d'ammoniaque. On obtient de l'alumine pure par la calcination de ce dernier sel, puisque le sulfate d'ammoniaque est décomposable par la chaleur et transformé en produits volatils.

Quoique l'alun à base de potasse se comporte à l'égard

des corps combustibles, comme nous l'avons exposé dans les généralités sur les sulfates, un phénomène digne de remarque se présente, quand après avoir calciné l'alun à base de potasse avec une matière végétale riche en carbone, on expose à l'air le produit qui en provient; la matière s'échauffe peu à peu, et ensuite prend feu d'elle-même, ce qui a fait donner à ce produit le nom de *pyrophore de Homberg*, du nom du chimiste qui a observé le premier ce fait singulier.

Pour préparer ce produit, on prend trois parties d'alun et une partie de farine, on les dessèche bien ensemble dans une cuiller de fer, jusqu'à ce que le mélange prenne une teinte roussâtre. Après avoir pulvérisé la masse qui en provient, on l'introduit dans une fiole ou un matras luté, et on la chauffe peu à peu au rouge obscur jusqu'à ce que les produits gazeux de la décomposition ne soient plus inflammables à l'approche d'un corps enflammé. On trouve, après avoir retiré le vase du feu et l'avoir bouché de suite pour fermer tout accès à l'air, une matière noirâtre poreuse, susceptible, si l'opération a été bien conduite, de s'enflammer spontanément à l'air en moins de quelques minutes, ou en dirigeant dessus l'air humide qu'on expire des poumons.

L'explication de ce curieux phénomène a été long-temps inconnue; on sait aujourd'hui que ce pyrophore est formé de carbone très-divisé, d'alumine et de sulfure de potassium; par conséquent il est facile de se rendre compte et de l'action de la matière végétale dans cette préparation, et de la grande combustibilité du produit formé. La matière végétale, décomposée et carbonisée par le feu, convertit le sulfate de potasse en sulfure de potassium, qui est rendu plus combustible encore par la grande division où il se trouve, par son mélange avec le grand excès de carbone qu'a fourni la matière végétale et l'alumine

provenant du sulfate d'alumine décomposé par la chaleur seule. Dans l'inflammation à l'air du pyrophore, l'air et la vapeur d'eau agissent tous les deux ; ils sont absorbés rapidement et décomposés ; d'où résulte un dégagement de calorique qui est capable de faire prendre feu à toute la masse. Les produits de cette combustion sont de l'acide carbonique, du gaz acide sulfureux et du sulfate de potasse. Ce qui prouve que la combustibilité du pyrophore est due au sulfure de potassium qu'il contient, c'est qu'il est impossible d'obtenir un produit semblable avec l'alun à base d'ammoniaque, et que d'un autre côté, d'après Descotils, et tout récemment d'après M. Gay-Lussac, on forme un pyrophore très-combustible, en calcinant du sulfate de potasse avec un grand excès de noir de fumée.

La composition de l'alun a été déterminée par M. Berzélius. Il résulte des expériences de ce chimiste, que ce sel est composé de :

Acide sulfurique....	34,33		Sulfate d'alumine...	36,85
Oxide d'aluminium.	10,86	ou	Sulfate de potasse..	18,15
Oxide de potassium.	9,81		Eau..............	45,00
Eau...............	45,00			100,00
	100,00			

La formule exprimant sa composition est $(\dot{K}\dddot{S} + \ddot{A}L\dddot{S}^3 + 24\dot{H}.)$

Usages. L'alun cristallisé est employé en médecine comme astringent. On le donne à petite dose à l'intérieur. Il entre dans la composition des injections astringentes, et dans certains collyres. Réduit à l'état d'*alun calciné*, il est fréquemment usité en chirurgie comme escarrotique pour ronger les ulcères fongueux. Après l'avoir pulvérisé, on en saupoudre les parties qu'on veut cautériser. Ses usages dans les arts sont assez nombreux. On l'emploie en

teinture pour fixer les couleurs solubles sur les étoffes ; les passementiers s'en servent pour passer les peaux, et les préserver de l'action des insectes ; les fabricans de couleurs s'en servent aussi pour préparer certaines laques, etc., etc.

Les sels formés par l'alumine et les acides hyposulfurique et sulfureux n'ont été que peu examinés. Le premier est soluble, et le second ne l'est point.

Sélénite d'alumine. Ce sel, à l'état neutre, est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau. Exposé à la chaleur, il abandonne son eau, et ensuite se décompose en laissant dégager l'acide sélénieux. Combiné avec une quantité d'acide égale à celle qu'il contient, il se transforme en bi-*sélénite* soluble, d'une saveur astringente, et qui se réduit en une matière gommeuse par l'évaporation. (Berzélius. *Annales de chimie et de physique*, tome IX, page 264.)

Les combinaisons de l'acide sélénique avec l'alumine n'ont point encore été étudiées.

Phosphate d'alumine. Ce sel peut s'obtenir par saturation de l'acide phosphorique avec l'alumine hydratée, ou en précipitant le sulfate d'alumine par le phosphate de soude ou de potasse. Il est blanc, demi-transparent et gélatineux lorsqu'il est humide, et devient pulvérulent par la dessiccation. Il est insoluble dans l'eau, mais peut s'y dissoudre à la faveur d'un excès d'acide phosphorique ou de tout autre acide minéral. Exposé à une chaleur très-élevée, il est indécomposable, éprouve seulement un ramollissement, et peut se fondre.

Borate d'alumine. Se prépare, comme le sel précédent, par double décomposition ; il est insoluble, blanc, indécomposable au feu, et fusible à une température élevée.

Nitrate d'alumine. N'existe point dans la nature, se prépare en dissolvant l'alumine hydratée dans l'acide nitrique jusqu'à saturation. Ce sel présente toujours, comme

les sels d'alumine solubles, une réaction acide ; il rougit la teinture de tournesol ; sa saveur est acide et astringente. Evaporé en consistance sirupeuse, et placé dans un flacon fermé, il cristallise en feuillets minces doux au toucher. Exposé à l'air, il en attire très-promptement l'humidité, et se résout en liquide ; il est par cette raison même très-soluble dans l'eau. La chaleur le décompose en acide nitrique qui se dégage uni à l'eau que contenait le nitrate, et l'alumine reste à l'état de pureté.

Silicates d'alumine. Plusieurs de ces sels se rencontrent dans la nature, et sont très-abondans : tels sont les *différentes espèces d'argile*, le *kaolin* ou terre à porcelaine, qui sont formées d'acide silicique et d'alumine.

Le silicate d'alumine, uni au silicate de potasse ou de soude, constitue un assez grand nombre de minéraux, tels que le *feldspath*, l'*amphigène*, l'*albite*, le *pétalite*, le *triphane*, etc. Le silicate d'alumine dans ces derniers est combiné à une petite quantité de silicate de lithium.

Les combinaisons des autres acides oxigénés avec l'alumine ne sont que peu connues ou inconnues. Quant aux sels formés par cet oxide et les hydracides, il n'y a que l'hydrochlorate d'alumine qui ait été particulièrement étudié ; nous en avons décrit les propriétés à l'article *Chlorure d'aluminium*, qui est le composé que nous considérons comme le produit de l'action réciproque de l'alumine et de l'acide hydrochlorique.

Sels a base d'oxide de magnésium ou de magnésie.

Caractères distinctifs. Sels incolores, inodores ; ceux qui sont solubles ont une saveur fraîche et amère. Leur solution n'est point précipitée par le cyanure double de fer et de potassium, ni par les bi-hydrosulfates. La potasse et la soude caustiques y forment un précipité blanc gélati-

yeux, insoluble dans un excès de l'un ou de l'autre de ces alcalis. L'ammoniaque y produit le même effet, si le sel de magnésie est neutre; mais elle n'en décompose qu'une portion en formant avec l'autre un sel double soluble. Les carbonates de potasse et de soude les décomposent tous et en précipitent la magnésie à l'état de carbonate insoluble, tandis que les bi-carbonates des mêmes bases n'y forment point de précipité à la température ordinaire. Le sous-phosphate d'ammoniaque précipite la magnésie de ses sels à l'état de phosphate ammoniaco-magnésien sous forme d'une poudre blanche cristalline d'une si grande insolubilité, que ce sel est employé avec raison comme le réactif le plus sensible pour cette espèce de sels.

Carbonate de magnésie. Ce sel se rencontre dans la nature, mais en petite quantité; il est disséminé dans certaines roches et connu sous le nom de *magnésite*. Sous cet état on le trouve en Moravie; mais uni au carbonate de chaux, il constitue une espèce minérale qui est plus répandue.

On le prépare, dans les laboratoires, par la décomposition du sulfate de magnésie, par le carbonate de potasse. A cet effet, on dissout le sulfate de magnésie dans huit à dix fois son poids d'eau distillée chaude, et on y verse une solution de carbonate de potasse jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité; on laisse déposer le précipité de carbonate de magnésie, et après avoir décanté la liqueur surnageante, on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que celle-ci ne contracte plus de saveur. Lorsqu'on est arrivé à ce point, on recueille le carbonate de magnésie sur un tissu de toile tendu sur un carrelet, et on le laisse bien égoutter, puis on en achève la dessiccation à l'étuve après avoir divisé sa masse. Pour lui donner la forme de petits parallélipipèdes, on l'enferme, lorsqu'il a une consistance convenable, dans des

moules en bois garnis de feuilles de papier à l'intérieur, et dans cet état on procède à une dessiccation rapide. Ce sel se prépare en Angleterre et en Bohême en précipitant directement les eaux de source qui contiennent du sulfate de magnésie en solution.

Propriétés. Le carbonate de magnésie est sous la forme d'une poudre blanche, ou, comme on le trouve dans le commerce, sous la forme de petits parallélipipèdes très-blancs et très-légers. Ce sel est insipide et insoluble, il verdit le sirop de violettes; exposé à une chaleur rouge, il est décomposé, perd tout à la fois l'eau et l'acide carbonique qu'il contient, et laisse l'oxide de magnésium à l'état de pureté. C'est sur cette propriété qu'est fondée l'extraction de la magnésie calcinée qu'on emploie en médecine : ce carbonate n'est préparé que pour ce seul usage; Il est formé d'un atome d'acide et un atome de base.

Bi-carbonate de magnésie. Le carbonate de magnésie est susceptible, comme plusieurs carbonates simples, d'absorber une nouvelle dose d'acide carbonique, et de devenir soluble dans l'eau en passant à l'état de bicarbonate. Ce sel est susceptible de cristalliser par évaporation spontanée, et de se présenter en petits prismes hexagones transparens. Ainsi préparé, il est peu sapide et peu soluble dans l'eau, qui en dissout $\frac{1}{48}$ à la température ordinaire. Exposé à l'air, il perd une partie de son eau de cristallisation et s'effleurit. A une température au-dessous de 100°, il perd une partie de son acide carbonique, et se transforme en carbonate : une chaleur rouge le décompose entièrement.

Ce bi-carbonate de magnésie se produit par la réaction des bi-carbonates de potasse ou de soude sur les sels solubles de magnésie. C'est sous cet état qu'il existe dans toutes les eaux qui contiennent du carbonate de magnésie en dissolution.

Sulfate de magnésie. Ce sel, désigné autrefois sous le nom de *sel d'Epsum*, parce qu'on le retirait des eaux minérales d'Epsum, en Angleterre, se rencontre aussi abondamment en solution dans plusieurs autres eaux minérales, telles que celles de Sedlitz, d'Egra et de Seydschutz, etc. On l'a aussi trouvé dans quelques localités, en efflorescence sur les rochers et certaines murailles; il se forme, dans certaines circonstances, lorsque des pyrites martiales contenant de la magnésie viennent à s'effleurir à l'air.

L'extraction du sulfate de magnésie des eaux qui le contiennent est très-simple : on évapore directement celles-ci jusqu'à pellicule, et on les laisse refroidir. Le sel s'en précipite peu à peu sous forme de petites aiguilles; on le recueille, et après l'avoir laissé égoutter on le livre au commerce. Dans certains pays, on le fabrique avec les pyrites magnésifères qu'on laisse en tas s'effleurir à l'air, en ayant soin de les humecter; il se produit, par l'action de l'oxigène, du protosulfate de fer qui est décomposé presque entièrement par la magnésie. Le sulfate de magnésie cristallise alors à la surface de l'amas de pyrites; lorsqu'il s'en est formé une couche assez épaisse, on lessive la masse, et on ajoute à la solution un peu d'hydrate de chaux pour décomposer la petite quantité de sulfate de fer qui s'y trouve mêlé; enfin, par des cristallisations réitérées, on obtient le sel à l'état de pureté.

Propriétés. Le sulfate de magnésie se présente ordinairement en petites aiguilles blanches; la forme qu'il affecte est celle d'un prisme quadrangulaire, terminé par des pyramides à quatre faces. Lorsqu'il est ainsi cristallisé, il contient 0,51 d'eau de cristallisation, d'après M. Gay-Lussac. Sa saveur est fraîche et amère. Exposé à l'air, il s'effleurit et tombe en poussière; chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, perd peu à peu toute son eau de cristal-

lisation, et se convertit en une masse blanche, infusible et indécomposable au feu pour la plus grande partie. L'eau, à la température de + 15°, en dissout $\frac{1}{3}$ de son poids; à + 100°, elle en dissout les $\frac{2}{3}$ environ de son poids.

La composition de ce sel anhydre est, d'après M. Berzélius, de :

Acide sulfurique......	66,64.....	1 atome.
Oxide de magnésium...	33,36.....	1 atome.
	100,00	

Usages. Il est employé en médecine comme purgatif; à la dose d'une once ou deux pour l'homme, et à plus haute dose pour les animaux. C'est à la présence de ce sel que beaucoup d'eaux minérales salines doivent leurs propriétés purgatives; telles sont les eaux minérales de Sedlitz, de Seydschutz, qui en contiennent d'une demi-once à une once par litre. Ce sel est encore usité en pharmacie pour la préparation de la magnésie pure.

Sulfite de magnésie. Ce sel, formé directement en saturant l'acide sulfureux par le carbonate de magnésie, se précipite en une poudre blanche soluble dans un excès d'acide sulfureux. Si on expose cette solution à l'air, elle laisse dégager peu à peu l'excès d'acide sulfureux, et fournit des cristaux blancs de forme tétraédrique de sulfite de magnésie.

Propriétés. La saveur de ce sel est douçâtre et sulfureuse; il s'effleurit à l'air et s'y transforme lentement en sulfate. Exposé au feu, il se ramollit en se boursouflant, et perd les 0,45 de son poids. Une température rouge le décompose en dégageant du soufre, et le convertit en sulfate. L'eau, à + 15°, en dissout $\frac{1}{20}$ de son poids; l'eau bouillante en dissout une grande proportion, qu'elle laisse cristalliser en partie par le refroidissement.

Hyposulfite de magnésie. On obtient ce sel en faisant

bouillir ensemble une solution de sulfite de magnésie avec de la fleur de soufre. Il est très-soluble dans l'eau, cristallisable et inaltérable à l'air. Chauffé, il se décompose à la manière des autres hyposulfites.

Phosphate de magnésie. A l'état neutre, ce sel se trouve dans le règne organique; il existe en petite quantité dans les os, dans certains liquides animaux, et dans beaucoup de graines céréales. Uni au phosphate d'ammoniaque, il produit un sel double qui est si abondant parfois chez certains animaux, qu'il forme presque entièrement ces concrétions plus ou moins volumineuses qu'on rencontre dans les intestins des chevaux.

Le phosphate neutre de magnésie est blanc, insoluble dans l'eau, indécomposable par la chaleur; à une température élevée, il se ramollit et éprouve un commencement de fusion. Tous les acides minéraux le dissolvent avec facilité en le transformant en bi-phosphate. On l'obtient facilement en mêlant ensemble une solution de phosphate de soude cristallisé et de sulfate de magnésie.

Un autre phosphate se produit en ajoutant à une solution de phosphate de soude neutre du sulfate de magnésie. Il n'y a point de précipitation au moment où les liqueurs sont mélangées; mais au bout de quelques heures, il se précipite au fond du vase des cristaux transparens flexibles, formés de phosphate de magnésie, probablement à l'état de phosphate sesqui-basique; car la liqueur qui surnage ces cristaux devient acide, ce qu'elle ne faisait pas avant la cristallisation. Ne doit-on pas conclure de ce fait qu'il existe un phosphate de magnésie correspondant au phosphate neutre de soude, qui, comme celui-ci, se décomposerait en cristallisant en sous-sel et en sur-sel?

Borate de magnésie. Ce composé salin se rencontre tout formé dans la nature; il constitue une espèce minérale qu'on trouve en Allemagne dans la montagne du

Kalkberg, près Lunébourg, et près de Kiel. Les minéralogistes lui ont donné le nom de *boracite*. Ce minéral paraît être un sous-borate de magnésie mêlé à du carbonate de chaux.

Le borate neutre de magnésie est soluble; on peut le produire en faisant dissoudre la magnésie dans l'acide borique, et évaporant la dissolution; ce sel, suivant Bergman, se présente en petits cristaux irréguliers; il est indécomposable par la chaleur, se boursoufle et ensuite se fond.

Nitrate de magnésie. Ce sel se rencontre dans les plâtras salpêtrés, mêlé au nitrate de chaux et à celui de potasse. Dans les laboratoires, on le forme en saturant l'acide nitrique faible par le carbonate de magnésie et évaporant convenablement la dissolution.

Propriétés. Il est susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux ou en petites aiguilles qui s'entrelacent; sa saveur est amère et désagréable. Exposé à l'air, il s'y résout promptement en liquide, en attirant l'humidité; soumis à l'action de la chaleur, il fond dans son eau de cristallisation, se dessèche ensuite et se décompose à une température plus élevée, en donnant tous les produits de la décomposition de l'acide nitrique, et laissant la magnésie à l'état de liberté. L'eau le dissout avec la plus grande facilité, même à froid.

Chlorate de magnésie. Cette combinaison n'existe pas dans la nature. On la forme directement en saturant l'acide chlorique par la magnésie. Ce sel est blanc, amer, déliquescent, par conséquent très-soluble. Comme tous les autres chlorates, il est décomposable au feu.

Les sels magnésiens formés par les autres oxacides n'ont point été étudiés ou ne sont que peu connus; d'ailleurs ils sont sans usages.

Sels a base d'oxide de calcium *ou* Sels de chaux.

Caractères distinctifs. Tous les sels de cette espèce sont blancs; un grand nombre d'entre eux sont insolubles à l'état neutre, mais plus ou moins solubles à l'état de sels acides. Les sels neutres solubles ont une saveur chaude et âcre plus ou moins amère. Ils ne sont point précipités ni par le cyanure double de fer et de potassium, ni par l'infusion de noix de galle, ni par les bi-hydrosulfates. L'ammoniaque n'y occasione aucun trouble, tandis que la potasse et la soude caustiques y forment un précipité blanc, floconneux, d'hydrate de chaux, soluble par une addition d'eau distillée. L'acide sulfurique, versé dans la solution concentrée des sels de chaux, y produit un précipité blanc, pulvérulent et cristallin. Si la solution est étendue d'une grande quantité d'eau, il n'y a plus de précipitation; l'oxalate d'ammoniaque, au contraire, en forme toujours un blanc pulvérulent, quelque affaiblie que soit la solution; enfin, les carbonates et les bi-carbonates y produisent des précipités blancs, floconneux, qui diminuent peu à peu de volume.

Carbonate de chaux. Ce sel est de toutes les espèces minérales la plus répandue; il constitue presque à lui seul un grand nombre de montagnes et de bancs plus ou moins étendus qu'on trouve dans l'intérieur de la terre, à peu de distance de sa surface. Toutes les espèces désignées sous le nom de *pierre à chaux*, de *craie*, de *marbre*, de *spath calcaire*, sont autant de variétés de ce sel naturel, et les couleurs différentes sous lesquelles elles se présentent sont dues à la présence d'oxides métalliques qui y sont mélangés. Dans le règne organique, il forme presque entièrement le test de certains mollusques, et entre comme partie constituante dans la charpente osseuse de tous les ani-

maux. On le trouve aussi dissous dans l'eau de certaines fontaines ou sources à la faveur d'un excès d'acide carbonique, et c'est à sa précipitation spontanée au contact de l'air qu'il faut attribuer la formation des stalactites qui se forment à la voûte des grottes calcaires par l'infiltration des eaux qui se sont chargées peu à peu de carbonate de chaux. C'est aussi à la même cause que l'on doit rapporter ces espèces de pétrifications que l'on forme artificiellement en plaçant des substances organiques dans l'eau des fontaines très-chargées de carbonate de chaux, et les y laissant pendant quelque temps. Le carbonate de chaux, en se déposant à la surface de ces corps, ne tarde pas à y former une incrustation dure plus ou moins épaisse, que l'on regarde vulgairement et à tort comme une *pétrification*.

Le carbonate de chaux se rencontre naturellement cristallisé et transparent; il affecte alors différentes formes, qui toutes peuvent être ramenées à une forme primitive qui est un rhomboïde obtus. Ce sel est insoluble dans l'eau et insipide. Exposé à l'action de la chaleur, sous la pression ordinaire, il perd son eau, et ensuite se décompose en laissant dégager entièrement l'acide carbonique qu'il contient, et se réduisant en chaux vive. C'est sur cette propriété qu'est fondée l'extraction de la chaux dans les arts.

L'eau saturée d'acide carbonique est susceptible de dissoudre le carbonate de chaux en le faisant passer à l'état de bi-carbonate; mais ce sel est peu stable dans sa composition, car à l'air libre il abandonne une partie de son acide carbonique et se précipite; la chaleur agit également sur cette solution de carbonate de chaux. Toutefois, il est certain que c'est à cet état de dissolution que se trouve le carbonate de chaux dans la plupart des eaux. Ce sel peut se produire directement en exposant la chaux hydratée à l'air, ou en précipitant un sel de chaux soluble par le car-

bonate de potasse. Il est composé, d'après l'analyse qui en a été donnée, de :

Acide carbonique........	43,2.....	1 atome.
Oxide de calcium (chaux).	56,8.....	1 atome.
	100,00	

Plusieurs variétés naturelles de ce sel sont très-employées dans les arts : tels sont les différens marbres, l'albâtre pour l'architecture et la sculpture ; les pierres calcaires plus ou moins compactes, comme pierres à bâtir ou pierres propres à la fabrication de la chaux ; la craie, qui en raison de sa blancheur et de sa friabilité, est usitée dans la peinture en détrempe, etc., etc.

Sulfate de chaux. Ce sel est assez abondant dans la nature, mais moins que le précédent. Il se rencontre sous plusieurs états : 1° en cristaux volumineux transparens, sous forme de prismes à 6 ou 8 pans, ou en tables rhomboïdales ; 2° en masse cristallisée confusément en lames ou en petites paillettes nacrées : il est alors connu sous le nom de *gypse*, *sélénite* ; 3° en masse impure, mêlée avec du sable, du carbonate de chaux, de l'argile et des débris de substances organiques : il constitue alors la pierre à plâtre, dont il existe des couches considérables dans plusieurs montagnes primitives et de transition. C'est sous ce dernier état qu'il se trouve surtout abondamment près Paris, dans les montagnes de Montmartre et de Ménilmontant.

Ce sel est si répandu qu'on ne le prépare point. Pour l'ordinaire, on se sert de celui qu'offre la nature. Dans les laboratoires, on le prépare directement en délayant la chaux dans l'eau, la saturant par un excès d'acide sulfurique, évaporant à siccité le produit, et le calcinant jusqu'au rouge pour chasser l'excès d'acide.

Propriétés. Le sulfate de chaux est un sel blanc, insipide, incolore, indécomposable par le feu le plus violent, qui en opère lentement la fusion. Exposé à l'air, il en ab-

sorbe peu à peu l'humidité en conservant sa solidité. L'eau, à la température ordinaire, n'en dissout que $\frac{1}{350}$ de son poids. Les acides ajoutés à l'eau le rendent plus soluble, et permettent de l'obtenir cristallisé en aiguilles par l'évaporation de la dissolution.

Le sulfate de chaux se trouve communément en solution dans les différentes eaux, mais il se rencontre en plus grande quantité dans les eaux de puits. C'est à sa présence qu'il faut attribuer une partie des propriétés qui les caractérisent d'être impropres à la dissolution du savon, à la cuisson des légumes, et souvent d'agir plus ou moins fortement sur l'économie animale lorsqu'on fait usage de ces dernières pour boisson. On peut les rendre propres aux différens usages, en décomposant le sulfate de chaux qu'elles contiennent par une certaine quantité de carbonate de soude, qui en précipite toute la chaux à l'état de carbonate insoluble. Comme nous l'avons constaté sur les eaux de puits les plus chargées de ce sel, 317,6 grammes, ou 9 onces 7 gros de carbonate de soude cristallisé suffisent pour purifier un hectolitre d'eau de puits, et la rendre propre à la cuisson des légumes et au savonnage.

D'après l'analyse de M. Berzélius, le sulfate de chaux anhydre est composé de :

Acide sulfurique......	58.....	1 atome.
Oxide de calcium......	42.....	1 atome.
	100	

Les différentes variétés de sulfate de chaux sont employées : c'est avec l'une d'elles qu'on obtient particulièrement le plâtre si usité dans les constructions. La variété employée à cet usage est celle qu'on trouve en masse impure et compacte, contenant de 0,10 à 0,12 de carbonate de chaux. Pour préparer le plâtre, on dispose la pierre à plâtre en forme de voûtes dans des fours particuliers, et on la calcine en l'exposant à la flamme du bois. Dans cette

opération, le sulfate de chaux perd toute son eau de cristallisation, en même temps le carbonate de chaux qu'il contient se trouve en partie décomposé; d'où résulte une portion de chaux caustique mêlée au sulfate de chaux. Lorsque la calcination du plâtre est faite, on le bat et on le passe à travers une claie pour le séparer des morceaux qui n'ont pas été calcinés, puis on le tamise plus ou moins fin. Le plâtre, ainsi récemment cuit, jouit d'une propriété remarquable qui en rend l'usage précieux, c'est de se solidifier lorsqu'il a été gâché avec de l'eau. Cet effet est dû à l'absorption de l'eau par le sulfate de chaux et à sa cristallisation subite; toutefois, la dureté qu'acquiert le plâtre au bout de quelque temps, provient aussi de la chaux qu'il contient, et qui passe peu à peu à l'état de carbonate au contact de l'air. En effet, le plâtre obtenu avec le gypse (sulfate de chaux pur) est loin d'offrir autant de cohésion entre ses parties que le plâtre ordinaire qu'on emploie dans les constructions. Celui-là est recherché seulement pour le moulage des bustes et figures en plâtre.

Sulfite de chaux. Ce sel se prépare aisément en saturant la chaux délayée dans l'eau par l'acide sulfureux, ou en précipitant un sel calcaire soluble par le sulfite de potasse ou de soude. Il est très-peu soluble; sa saveur est nulle d'abord, mais elle devient ensuite un peu sulfureuse. Exposé à l'action du feu, il perd l'eau qu'il contient, et ensuite se décompose en donnant du soufre et se convertissant en sulfate. L'air le fait passer, mais lentement, au même état. L'acide sulfureux le dissout à chaud, et le laisse cristalliser en prismes à six pans.

Hyposulfite de chaux. Suivant M. Herschell, ce sel s'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux à travers de l'eau, tenant en suspension un mélange de deux parties d'hydrate de chaux et une partie de fleurs de soufre. Par l'évaporation de la liqueur à une chaleur de

$+ 55°$, on obtient de longs prismes blancs, hexaèdres, d'hyposulfite de chaux. Ce sel est inaltérable à l'air, décomposable au feu comme tous les sels de ce genre. L'eau à $+ 3°$, en dissout un poids égal au sien : ses cristaux contiennent 0,41 d'eau de cristallisation.

**Sélénite de chaux.* L'acide sélénieux forme, avec la chaux, un sel neutre peu soluble dans l'eau, pulvérulent et doux au toucher, qui se fond à une chaleur rouge en corrodant les vases de verre où l'opération a lieu. Le bi-sélénite du même oxide est soluble; il cristallise en petits prismes inaltérables à l'air. Chauffé, il perd la moitié de son acide, qui se volatilise et passe à l'état de sélénite neutre.

Phosphate de chaux. Les combinaisons de l'acide phosphorique avec l'oxide de calcium peuvent se faire en cinq proportions différentes, et former autant d'espèces. Une seule se rencontre dans la nature, c'est le sous-phosphate de chaux. Ce sel existe dans les trois règnes. Dans l'Estramadure, il constitue des montagnes entières si considérables, qu'on l'exploite dans cette province et qu'on s'en sert comme pierre à bâtir. Il fait partie constituante des os, des différens tissus, et se trouve en dissolution dans tous les liquides animaux; c'est de tous les sels naturels le plus abondant dans l'économie animale. Les végétaux en contiennent aussi au nombre des élémens de leurs organes; tels sont les graines, et surtout celles de certaines graminées.

Phosphate neutre de chaux. Ce sel, qui n'existe point dans la nature, se prépare en versant la solution d'un sel de chaux dans du phosphate de soude dissous. Ce sel est blanc, insoluble, insipide, indécomposable au feu; il éprouve une demi-vitrification à une chaleur très-élevée. Les acides nitrique, hydrochlorique, le dissolvent en le faisant passer à l'état de bi-phosphate de chaux. L'acide

sulfurique agit de la même manière ; mais comme le sulfate de chaux produit est insoluble, il se précipite à mesure que sa formation a lieu.

Ce sel est formé, d'après M. Berzélius, de :

Acide phosphorique....	100.....	1 atome.
Oxide de calcium.......	79,838..	2 atomes.

Bi-phosphate de chaux. Il se forme en faisant réagir l'acide sulfurique sur le phosphate neutre de chaux, de manière à lui enlever la moitié de la chaux qu'il contient, ou en lui combinant une quantité d'acide phosphorique égale à celle déjà saturée. Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il jouit d'une saveur acide très-prononcée, et rougit fortement la teinture de tournesol. Évaporé en consistance sirupeuse, il se prend en une masse demi-solide comme du miel, composée de petites lames blanches micacées. Sous cet état, il se redissout avec facilité dans l'eau, et attire promptement l'humidité de l'air. Exposé à l'action du feu, il se boursoufle en perdant l'eau qu'il contenait, fond à une chaleur rouge, et se transforme, par le refroidissement, en un verre transparent, insipide, insoluble, et sans action sur le tournesol.

Sa composition est facile à déduire, puisqu'il contient le double d'acide du sel précédent.

Sesqui-phosphate de chaux. Ce sel, à part les proportions d'acide et base, ressemble sous plusieurs points au précédent par ses propriétés.

Phosphate sesqui-basique. On prépare ce sel facilement en versant une solution de phosphate de soude sesqui-basique dans une solution de nitrate de chaux, ou de chlorure de calcium; il se précipite en flocons blancs très-abondans. Ce sel se comporte au feu et à l'égard des acides comme le phosphate neutre. On ne l'a encore rencontré que dans les os fossiles.

Le sous-phosphate de chaux, qui fait partie consti-

tuante des os frais, n'appartient point à cette dernière variété ; il contient, d'après M. Berzélius, 51,66 de chaux et 48,34 d'acide phosphorique, ou 8 atomes du premier et 3 atomes du second, ce qui en fait une variété particulière.

Ce dernier sel est si abondamment répandu dans les os de tous les animaux, que c'est de ceux-ci qu'on l'extrait. Après les avoir calcinés au contact de l'air pour les priver de leurs tissus parenchymateux, on pulvérise le résidu blanc poreux qu'on en obtient, et on le met en contact à la température ordinaire avec la moitié de son poids d'acide nitrique étendu de son volume d'eau. Ce résidu, formé de sous-phosphate de chaux et de carbonate de chaux, est dissous avec effervescence par suite de la décomposition de ce dernier sel. Si alors on verse dans la liqueur de l'ammoniaque en excès, il se reforme du sous-phosphate de chaux qui se précipite en une gelée blanche qu'on lave par décantation, et qu'on recueille ensuite sur un filtre pour le dessécher. Le sous-phosphate de chaux, ainsi obtenu, perd peu à peu son volume, et se racornit par la dessiccation; quand il a été calciné, il est blanc, pulvérulent, insipide, et susceptible de se fritter à une forte chaleur; il est insoluble dans l'eau, mais le devient en présence des acides qui le décomposent en partie et le transforment en bi-phosphate.

Considéré physiologiquement, ce sel joue un rôle important dans l'exercice des fonctions vitales; car il est sans cesse charrié par plusieurs liquides qui le contiennent, ou déposé dans le tissu osseux, ou absorbé de nouveau; enfin, c'est dans l'acte de la nutrition que les animaux s'assimilent la portion que contenaient les végétaux.

Ses usages sont très-nombreux; il est employé dans les laboratoires pour la préparation de certains phosphates et pour celle du phosphore.

Le procédé sur lequel repose l'extraction de ce dernier corps est simple; il consiste à transformer le sous-phosphate de chaux des os en bi-phosphate, et à calciner celui-ci avec du charbon; à une température élevée, ce corps combustible décompose la moitié de l'acide phosphorique en lui enlevant tout son oxigène et en mettant son phosphore en liberté.

Dans les laboratoires et dans les arts, le procédé que l'on suit pour extraire le phosphore des os est assez compliqué.

Après avoir calciné des os au blanc, et surtout des os de mouton ou de veau, qui, étant plus poreux, sont plus faciles à brûler, on les réduit en poudre qu'on passe ensuite à travers un tamis fin de crin. Cette première opération étant faite, on délaie les os avec de l'eau dans une terrine de grès, de manière à en faire une bouillie liquide, et on verse dessus les $\frac{5}{6}$ de leur poids d'acide sulfurique concentré. Il en résulte aussitôt, en agitant bien avec une spatule en bois, un dégagement de calorique, une vive effervescence due à la décomposition du carbonate de chaux et apparition de quelques vapeurs blanches piquantes, occasionées tout à la fois et par une portion d'acide sulfurique entraînée par le gaz acide carbonique, et par du gaz hydrochlorique provenant d'une petite quantité de chlorure de sodium que renfermaient les os. L'acide sulfurique s'unit à la chaux de tout le carbonate et en partie à celle du sous-phosphate de chaux qui est alors transformé en bi-phosphate de chaux.

Dès que cette réaction a eu lieu, toute la masse devient plus consistante par suite de l'absorption d'une grande partie de l'eau par le sulfate de chaux formé; alors on la délaie avec de l'eau pour en reformer une bouillie liquide qu'on abandonne à elle-même pendant 24 heures, en l'agitant par intervalle avec une spatule de bois. La masse est alors étendue dans une plus grande quantité d'eau; le

bi-phosphate de chaux reste en solution, tandis que le sulfate de chaux se dépose peu à peu au fond du vase. On sépare ce dernier en décantant la liqueur, et on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau bouillante jusqu'à ce qu'il n'ait presque plus de saveur. Les liqueurs et les lavages étant réunis, on les filtre à travers une toile serrée pour leur enlever un peu de sulfate de chaux qui est en suspension et qui les rend troubles; puis on les fait évaporer dans une chaudière de plomb ou de cuivre jusqu'en consistance sirupeuse. Sous cet état de concentration, le sulfate de chaux qui avait été dissous par les nombreux lavages qu'on est obligé de pratiquer, se précipite et peut être facilement isolé par la filtration, en versant sur ce liquide sirupeux trois à quatre fois son volume d'eau froide. Après ces différentes opérations, la liqueur n'est plus qu'une solution de bi-phosphate de chaux; on l'évapore dans la chaudière de plomb jusqu'en consistance mielleuse, et lorsqu'elle est en cet état, on y ajoute intimement le quart de son poids de charbon pulvérisé, et on dessèche ensuite ce mélange dans une bassine de fonte jusqu'à la chaleur rouge obscur, ou plutôt jusqu'à ce qu'il s'en dégage des lueurs phosphoriques.

Lorsqu'on est arrivé à ce point, on remplit presque entièrement une cornue bien lutée du mélange de bi-phosphate de chaux et de charbon, on la place dans un fourneau à réverbère, en ayant la précaution d'incliner le plus possible le col: on fait rendre celui-ci, soit dans une alonge de verre jointe à un ballon à moitié rempli d'eau, ou ce qui est préférable, si on opère un peu en grand, dans un récipient en cuivre rouge contenant de l'eau, et auquel se trouve soudée une alonge de même métal. (*Voy.* pl. VI, fig. 2.) Ce récipient, employé dans les arts, porte supérieurement deux ouvertures; l'une, très-large, est tenue fermée avec un couvercle en cuivre, l'autre est bouchée

avec un bouchon de liége qui laisse passer un long tube de verre, d'un diamètre un peu gros, pour le dégagement des gaz.

Après avoir disposé convenablement la cornue dans le fourneau, lorsque les luts sont bien secs, on commence à chauffer peu à peu en mettant dans le fourneau des charbons ardens par la porte du foyer, et achevant de le remplir avec des charbons allumés en projetant ceux-ci par la cheminée du dôme. Lorsque la cornue est portée au rouge; il se dégage en abondance des gaz composés d'oxide de carbone et d'hydrogène protocarboné provenant de la décomposition par le charbon de l'eau que renfermait encore le bi-phosphate de chaux; ce n'est que plusieurs heures après avoir maintenu la cornue à une chaleur rouge, que la décomposition de l'excès d'acide du bi-phosphate commence à avoir lieu; alors il se dégage en abondance du gaz oxide de carbone, du gaz hydrogène protophosphoré et de la vapeur de phosphore : celle-ci se condense en partie dans l'alonge, ou en traversant la couche d'eau.

Si pendant le cours de l'opération, qui dure plus ou moins de temps suivant les masses sur lesquelles on opère, le dégagement du gaz se ralentit, on augmente le feu en surmontant la cheminée d'un tuyau en tôle, long de plusieurs pieds. Il est nécessaire, pour ne point faire briser la cornue, de ne pas la mettre en contact avec des charbons froids, ce qu'il est facile de faire en maintenant le fourneau toujours plein de charbons allumés et n'attendant pas qu'il soit en partie vide pour en introduire. Enfin, l'opération est terminée lorsqu'il ne se dégage plus de gaz. On trouve alors au fond du récipient le phosphore solidifié; mais il n'est point pur; il est plus ou moins coloré en rouge jaunâtre, surtout celui qui a été recueilli à la fin.

On attribue cette couleur particulière à un phosphure de carbone qui s'est formé pendant la calcination, mais aucune expérience ne justifie encore cette opinion. Toutefois, pour purifier le phosphore de cette matière étrangère, on le met sur une peau de chamois mouillée, et on en fait un nouet qu'on lie fortement. On place ensuite ce nouet dans une terrine contenant de l'eau à + 50° environ, et on le presse, sous l'eau, entre les branches d'une pince en fer. Le phosphore liquéfie, filtre à travers les pores de la peau, et se précipite au fond de l'eau sous la forme d'un liquide huileux, incolore ou faiblement coloré en jaune. Pour le mouler ensuite, on se sert d'un tube de verre creux débouché par les deux bouts; on plonge l'une des extrémités dans le phosphore fondu sous l'eau, et on aspire avec précaution par l'autre avec la bouche, jusqu'à ce que le phosphore soit élevé aux deux tiers du tube; alors on bouche inférieurement le tube avec un doigt, et on le porte dans un seau d'eau froide en le tenant toujours fermé avec le doigt. Lorsque le phosphore s'est solidifié et qu'il s'est moulé dans le tube, on le fait sortir en le poussant avec une petite baguette de verre, puis on le coupe en plusieurs parties; et on le conserve sous l'eau, comme nous l'avons dit dans le premier volume. (*Voy.* Propriétés du phosphore, page 160.)

Le moulage du phosphore demande beaucoup de précautions dont la négligence amènerait de graves accidens, comme on en a eu des preuves trop souvent dans plusieurs fabriques.

Phosphite et hypophosphite de chaux. Ces deux sels ne sont que peu connus, le premier est insoluble dans l'eau, tandis que le second est très-soluble. Ce dernier se forme dans l'action de l'eau sur le phosphore de calcium, ou en traitant par l'eau et à l'aide de la chaleur un mélange de

phosphore et de chaux. (*Voy.* Extraction du gaz hydrogène perphosphoré, Ier volume.)

Borate de chaux. Ce sel peut s'obtenir directement ou par double décomposition; il est insoluble, indécomposable au feu, fusible à une chaleur élevée; les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, le dissolvent en le décomposant. Il n'existe dans la nature que combiné au silicate de chaux et constitue un minéral découvert en Norwége et nommé *datholite.*

Nitrate de chaux. La nature offre ce sel tout formé. On le rencontre dans les vieux plâtras salpêtrés et en solution dans quelques eaux de puits. Il y est mêlé au nitrate de magnésie. On le prépare dans les laboratoires en dissolvant le carbonate de chaux dans l'acide nitrique faible, filtrant la liqueur et l'évaporant jusqu'en consistance sirupeuse; par le refroidissement, le sel cristallise en prismes, à six pans, terminés par des pyramides, ou en aiguilles déliées.

Propriétés. Ce sel a une saveur âcre très-amère, il est si déliquescent, qu'on ne l'obtient qu'avec peine cristallisé régulièrement. C'est un des sels les plus solubles; l'eau à + 15° en dissout quatre fois son poids et l'eau bouillante une plus grande quantité. Exposé à l'action du feu, il éprouve la fusion aqueuse, et se dessèche ensuite; à une température plus élevée, il est décomposé en laissant de la chaux pure pour résidu.

Ce sel, en raison de sa grande affinité pour l'eau, est employé quelquefois pour dessécher les gaz, mais on se sert plus généralement du chlorure de calcium.

Chlorate de chaux. Désigné autrefois sous le nom d'*oximuriate de chaux*, *muriate oxigéné de chaux*, ce sel se produit dans l'action du chlore sur l'hydrate de chaux délayé dans l'eau; il a été peu étudié; on sait qu'il est très-déliquescent, par suite très-soluble dans l'eau; que sa

saveur est âcre et amère comme celle du nitrate de chaux; qu'il se comporte au feu et à l'égard des corps combustibles, comme nous l'avons rapporté dans les généralités.

Chlorite de chaux.

Ce sel, que la plupart des chimistes ont regardé longtemps comme un simple *chlorure d'oxide de calcium* ou *chlorure de chaux*, s'obtient en mettant le chlore gazeux en contact avec l'hydrate d'oxide de calcium; la réaction a lieu à la température ordinaire : une portion de la chaux est décomposée; son oxigène s'unit à une partie du chlore pour former de l'acide chloreux qui se combine à l'autre partie de la chaux, tandis que le calcium attire l'autre portion du chlore pour former du chlorure de calcium. Cette réaction indique donc que le chlorite de chaux doit toujours contenir une certaine quantité de chlorure de calcium. On peut la représenter par la figure suivante :

4 atomes chlore.......... { 2 atomes .... / 2 atomes. ....

..1 at. chlorure de calc.

2 at. protoxide de calcium. { 1 at. { Cal......1.... / Oxi......1..... ; 1 at. ....

...Acide chloreux.

1 at. chlorite de chaux.

Dans la préparation de ce chlorite, il importe que la masse ne s'échauffe pas, car alors une partie du chlorite se décomposerait avec dégagement et production de chlorure de calcium. Ce produit, que l'on fabrique aujourd'hui en grand, s'obtient en plaçant dans des chambres ou de grandes boîtes en bois, l'hydrate de chaux en couches minces, sur des planches percées de trous, et disposées en étages les unes au-dessus des autres. Si on fait arriver par la partie

inférieure de ces boîtes du gaz chlore, il est absorbé très-promptement, et convertit l'hydrate de chaux en chlorite: à mesure que le gaz chlore arrive dans la boîte, il déplace l'air en raison de sa plus grande densité; on reconnaît que la saturation est terminée, lorsque l'odeur du chlore se fait sentir à un orifice pratiqué à la partie supérieure. Dans les laboratoires où l'on n'en prépare qu'une petite quantité, on fait rendre le gaz chlore lavé au fond d'un flacon ou d'un pot de grès rempli d'hydrate de chaux.

Propriétés. Le chlorite de chaux, que l'on connaît plutôt dans le commerce sous le nom de *chlorure de chaux*, est sous la forme d'une poudre blanche ayant l'odeur faible du chlore; sa saveur est âcre et désagréable. Exposé à l'air, il s'humecte, se pelotonne, et d'autant plus qu'il contient davantage de chlorure de calcium très-avide d'eau. Mis en contact avec l'eau, il ne se dissout qu'en partie; la portion insoluble est de l'hydrate de chaux.

M. Welter regarde le chlorure de chaux du commerce comme un sous-chlorure de chaux formé de 2 proportions de chaux, 2 proportions d'eau et 1 proportion de chlore; en le délayant dans l'eau, il se décompose aussitôt, une moitié de la chaux se précipite, et l'autre moitié reste en dissolution combinée à tout le chlorure, et produit un chlorure neutre soluble et susceptible de cristalliser en prismes à l'abri de l'air. M. Houton-Labillardière admet au contraire que la portion de chaux qui se sépare par la dissolution, n'est que mélangée au chlorure. Cette dernière assertion se trouve confirmée par la réaction bien connue aujourd'hui du chlore sur l'oxide de calcium.

La solution du chlorite de chaux est incolore, elle répand une odeur prononcée de chlore; par suite de son exposition à l'air, elle se couvre d'une croûte blanchâtre de carbonate de chaux, formée aux dépens de l'acide car-

bonique de l'air qui, s'emparant de la chaux, en chasse peu à peu l'acide chloreux. Tous les acides produisent le même phénomène, et colorent en jaune verdâtre cette solution en isolant l'acide chloreux qui, mis alors en liberté, reste en partie dissous dans la liqueur. On retarde la décomposition à l'air de la solution de ce chlorite, en y entretenant un excès de chaux. On sentira, d'après ces propriétés, l'avantage qu'il doit y avoir à ne fabriquer que du sous-chlorite de chaux, sa conservation et son transport en seront beaucoup plus faciles.

Le chlorite de chaux dissous dans l'eau exerce sur les matières colorantes la même action que le chlore et l'acide chloreux; il les détruit toutes plus ou moins promptement, et agit de la même manière sur les matières putrides. Dans ces diverses réactions, suivant M. Balard, à qui on doit la découverte de l'acide chloreux, lorsque le chlorite agit seul, sans le concours des acides, c'est uniquement l'oxigène de l'acide et de la base du chlorite qui peuvent décolorer et désinfecter, et celui-ci se transforme en chlorure de calcium. Dans le cas où l'on ajoute un acide, l'acide chloreux mis en liberté se décompose, et c'est alors le chlore qui en provient qui décolore et désinfecte par un mode d'action qui n'est pas encore bien connu, mais qui se rapprocherait de celui du chlore pur.

C'est d'après ces propriétés qu'on emploie depuis longtemps la solution de ce chlorite pour le blanchiment des toiles de coton, de lin, de la pâte de papier, etc., etc. L'avantage qu'elle présente sur la solution aqueuse de chlore, c'est d'en contenir davantage sous le même volume, et de n'avoir qu'une faible odeur qui ne peut nuire à la santé des ouvriers chargés de l'employer. Sous le rapport de la désinfection, la solution de ce chlorite, comme celle des autres chlorites, agit d'une manière efficace et prompte; de simples lotions, faites sur les objets imprégnés de ma-

tières animales putréfiées, ou sur des plaies gangréneuses, suffisent pour faire disparaître toute espèce d'odeur fétide : on l'a conseillée dans ces derniers temps pour la guérison de la gale de l'homme et des animaux.

Essai du chlorite de chaux du commerce.

Il existe plusieurs procédés pour déterminer le titre ou la qualité du chlorite de chaux; celui qui est le plus répandu dans le commerce est dû à M. Descroizilles; il a été perfectionné dans ces derniers temps par M. Gay-Lussac. Ce mode d'essai est fondé sur la décoloration des couleurs végétales par le chlore, et sur ce principe, que la même quantité de ce corps, soit à l'état gazeux, soit en solution dans l'eau, ou en combinaison avec un oxide métallique pour constituer un chlorure d'oxide, détruit la même quantité de dissolution sulfurique d'indigo, de sorte que connaissant la quantité de dissolution décolorée, on peut en conclure celle du chlore, et par conséquent celle du chlorure pur.

La liqueur d'essai, ou *teinture d'épreuve*, consiste en une simple dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, faite dans des proportions constantes, et telles qu'un volume de chlore sec et gazeux à $0^m,76$ de pression, et à 0 de la température, puisse décolorer dix volumes. On la forme en faisant chauffer à + 100, pendant six à huit heures, dans un matras et au bain marie, une partie d'indigo pur et neuf parties d'acide sulfurique à 66°. Cette dissolution est ensuite délayée dans une quantité d'eau convenable, pour qu'un volume de chlore en décolore exactement dix fois ce volume : on doit la conserver à l'abri de la lumière, pour éviter sa décoloration. Les instrumens nécessaires à ces essais chlorométriques sont principalement (pl. VI, fig. 10), A, une éprouvette à pied de la capacité d'un demi-litre; B, une petite pipette en verre, contenant 2 centimètres et demi cubes depuis son extrémité inférieure

jusqu'au trait marqué sur sa tige; elle est destinée à mesurer la solution de chlorure dans les essais ; C, une burette portant à sa partie inférieure un tube latéral ouvert et recourbé à sa partie supérieure; elle est graduée de manière que chaque division ou degré est d'une capacité égale à celle de la pipette B; le degré est divisé en 5 parties. C'est dans cette burette que l'on met la teinture d'épreuve qui doit servir à l'essai.

Lorsqu'on veut opérer, on prend dans la masse du chlorure divers échantillons, qu'on mélange bien, et on en pèse très-exactement 5 grammes. Cette quantité de chlorure est broyée dans un petit mortier de verre ou de porcelaine, et délayée ensuite avec de l'eau pour en faire une bouillie claire, qu'on verse dans l'éprouvette à pied A; on lave bien le mortier et le pilon, et l'on ajoute l'eau de lavage au premier liquide, puis on verse de l'eau pure dans l'éprouvette jusqu'à ce qu'on ait complété un demi-litre. Le chlorure de chaux se dissout par l'agitation, et l'hydrate ne tarde pas à se déposer.

On met, d'une autre part, de la teinture d'épreuve dans la burette C jusqu'au o, et l'on en verse de la burette par le tube latéral, dans un verre à boire ordinaire D, une quantité inférieure à celle que l'on suppose nécessaire à l'essai, par exemple 5 ou 6°. Le verre doit être placé sur une feuille de papier blanc, afin qu'on puisse juger plus facilement des changemens de couleur qui pourraient avoir lieu. On prend alors une mesure de la solution de chlorure avec la pipette B, et on la fait couler rapidement dans la teinture, en soufflant dans le tube et en imprimant au verre un mouvement circulaire. Si la teinture est complétement décolorée, on en ajoute sans retard de la burette une quantité suffisante pour amener le liquide à une couleur légèrement verdâtre : la quantité de teinture manquant dans la burette est la mesure du titre du chlorure,

pourvu que la seconde portion ajoutée soit peu considérable, et ne s'élève pas à trois dixièmes de degré ; si elle est de 1 $\frac{1}{2}$ à 2 degrés, il convient de recommencer l'essai, en mettant dans le verre une quantité de teinture égale à celle qui a été décolorée dans l'essai précédent, et même quelques centièmes de plus. L'essai a atteint le degré de précision dont il est susceptible, lorsque la liqueur d'épreuve prend immédiatement la teinte légèrement verdâtre indiquée.

Ces essais chlorométriques ont en général plus de précision lorsqu'ils sont faits avec des solutions faibles marquant 4° à 5° au chloromètre.

Si d'après le mode d'expérimentation que nous venons de décrire, en opérant sur 5 grammes de chlorure dissous dans un demi-litre d'eau, cette solution marquait 7° $\frac{4}{10}$, ce qui veut dire qu'elle décolore sept volumes quatre dixièmes de teinture d'épreuve, ou qu'elle renferme les 0,74 de son volume de chlore supposé sec et gazeux; ainsi connaissant le titre d'un chlorure, il suffira de multiplier ce nombre par 10 pour avoir en litres le volume de chlore contenu par kilogrammes, par conséquent 1 kilogramme de chlorure, dont le titre aurait été déterminé; et serait, par exemple, de 7°,4 ou 74 centièmes, contiendrait 74 litres de chlore.

Chaque degré du chloromètre vaut donc 10 litres par kilogramme de chlorure, et chaque dixième un litre.

Le sous-chlorure de chaux, supposé pur, contiendrait, d'après M. Gay-Lussac, 101 lit. 21 de chlore par kilogramme, mais jamais celui du commerce n'atteint ce degré de saturation, par les raisons que nous avons exposées en parlant de sa préparation.

L'essai des autres chlorures d'oxide se fait comme celui de chaux.

Brômate de chaux. Ce sel n'a pas encore été examiné.

Iodate de chaux. Sel très-peu soluble, insipide, décomposable au feu en donnant de l'oxigène, de la vapeur d'iode et de la chaux pour résidu.

Silicate de chaux. Ce sel se trouve dans la nature; on le forme directement en chauffant les deux substances ensemble. Ce composé est fusible, et entre dans la composition de certaines espèces de verre.

Arsénite de chaux. Se prépare facilement en versant une solution d'acide arsénieux dans l'eau de chaux, ou en précipitant un arsénite soluble par un sel calcaire. Ce sel est sous la forme d'une poudre blanche, insipide, insoluble, décomposable au feu, qui volatilise une partie de l'acide arsénieux, et transforme l'autre en sous-arséniate et en arsenic métallique. Tous les acides, excepté l'acide carbonique, le décomposent en s'emparant de la chaux.

Arséniate de chaux. Ce sel s'obtient comme le précédent, en employant l'acide arsénique ou un arséniate. Il est blanc, pulvérulent, insoluble, indécomposable et fusible au feu, soluble dans un excès d'acide arsénique, qui le transforme en biarséniate cristallisable. La nature présente, près de Wittichen en Souabe, et dans le Hartz, une variété de cette espèce, désignée par les minéralogistes sous le nom de *pharmacolithe.*

SELS A BASE D'OXIDE DE BARIUM. — SELS DE BARITE.

Caractères distinctifs. Sels incolores. Ceux de cette espèce qui sont solubles dans l'eau ont une saveur âcre et chaude; leur solution n'exerce aucune action sur le cyanure de fer et de potasse et l'hydrosulfate de potassium; la potasse et la soude caustiques y forment des précipités blancs, floconneux, solubles par une addition d'eau;

l'ammoniaque, au contraire, n'y produit aucun effet sensible; les carbonates de potasse et de soude y forment un précipité blanc; l'acide sulfurique ou la solution d'un sulfate quelconque produit constamment un précipité blanc pulvérulent avec les sels de barite, quelque étendue que soit leur solution; délayés avec une certaine quantité d'alcool, ils communiquent à la flamme de ce liquide une teinte jaunâtre.

Carbonate de barite. On trouve ce sel natif en cristaux réguliers ou en masse; il a été rencontré dans le Lancashire en Angleterre, et depuis quelques années en France, mais en très-petite quantité. Les minéralogistes l'ont d'abord connu sous le nom de *witherite*, qui rappelle le nom de l'auteur de la découverte.

On peut obtenir ce sel par, double décomposition d'un carbonate soluble et d'un sel de barite. Il est insoluble, blanc, pulvérulent, indécomposable par la chaleur seule, mais à l'aide du charbon ou de la vapeur d'eau. Le premier agit en transformant l'acide carbonique en oxide de carbone, et le second en s'unissant avec la barite pour former un hydrate fusible. L'eau saturée d'acide carbonique en dissout environ $\frac{1}{100}$; en le faisant passer à l'état de bi-carbonate, les autres acides le décomposent en s'appropriant la barite et dégageant avec effervescence l'acide carbonique.

Quoique insoluble dans l'eau, ce sel exerce une action vénéneuse lorsqu'il est introduit dans les organes digestifs, sans doute parce qu'il est transformé peu à peu en sel soluble par les acides qui sont naturellement sécrétés dans l'estomac.

Sa composition, d'après M. Berzélius, est de :

Acide carbonique.......	21,6.....	1 atome.
Protoxide de barium....	78,4.....	1 atome.
	100,0	

Sulfate de barite. Ce sel existe en abondance dans la nature, en filons, ou accompagnant les mines de différens métaux usuels, et, dans ce dernier cas, il en forme la gangue. On le trouve dans la plupart des pays, ou en masse compacte, ou en boules à surface tuberculeuse, ou en prismes droits ou obliques; il contient souvent de la silice, de l'alumine et de l'oxide de fer. On en rencontre en grande quantité dans certaines montagnes de l'Auvergne et dans le département du Cantal, etc. Les minéralogistes lui ont donné le nom de *spath pesant* à cause de sa densité qui est plus grande que celle de la plupart des autres sels naturels. D'après M. G. Barruel, le sulfate naturel d'Auvergne contient une quantité notable de sulfate de strontiane. On obtient le sulfate de barite artificiel en versant de l'acide sulfurique dans de l'eau de barite, ou en précipitant un sel de barite par un sulfate soluble.

Propriétés. Ce sel est blanc, pulvérulent, insipide, tout-à-fait insoluble dans l'eau et dans tous les acides minéraux, à l'exception de l'acide sulfurique concentré et bouillant qui en dissout une petite quantité. Il se fond à une température élevée sans éprouver aucune décomposition, à moins qu'il ne soit en contact avec de la silice et de l'alumine qui, s'unissant à la barite, en dégagent une partie de l'acide sulfurique.

Comme tous les sels du même genre, le sulfate de barite est décomposé par le charbon à une chaleur rouge blanche, et converti en sulfure de barium; mais le sulfate de barite naturel calciné au rouge, après avoir été pétri avec de l'eau et de la farine, présente une propriété remarquable; c'est de luire dans l'obscurité. Ce caractère, remarqué pour la première fois par un cordonnier de Bologne sur un échantillon de sulfate naturel trouvé aux environs de cette ville, a fait donner à ce produit le nom de *phosphore de Bologne*. Cette phosphorescence, dont la cause est

encore ignorée, puisque le sulfate artificiel calciné avec le charbon ne jouit pas de cette propriété, tient peut-être à quelques phosphures formés par la décomposition des phosphates que contient naturellement la farine.

Le sulfate de barite pur est composé de :

Acide sulfurique.......	33,9.....	1 atome.
Protoxide de barium...	66,1.....	1 atome.
	100,0	

Ses usages sont peu nombreux : on emploie seulement celui qui est naturel comme fondant dans quelques fonderies de cuivre. Dans les laboratoires, il sert à l'extraction de la barite et de tous les sels de barite.

Hyposulfate de barite. Ce sel peut s'obtenir directement, ou en décomposant l'hyposulfate de manganèse par l'eau de barite. Il cristallise en prismes quadrangulaires très-brillans, terminés par plusieurs facettes. L'eau en dissout environ $\frac{13}{100}$ de son poids à $+ 8°$: l'air ne lui fait éprouver aucune altération; une température élevée le transforme en sulfate neutre de barite et en gaz acide sulfureux.

Ce sel n'est usité que dans les laboratoires pour la préparation de l'acide hyposulfurique : il a été examiné par MM. Gay-Lussac et Welter.

Sulfite de barite. Insoluble, blanc, pulvérulent, se comporte au feu comme le sulfite de chaux; s'obtient directement ou par double décomposition. L'acide sulfureux le dissout et le laisse cristalliser, par une évaporation lente, en aiguilles transparentes.

Hyposulfite de barite. Obtenu par la décomposition de l'hyposulfite de chaux par le chlorure de barium, il se dépose sous la forme de petites écailles blanches, brillantes, peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante, d'où elles se précipitent par le refroidissement.

Phosphate neutre de barite. Ce sel se prépare en versant une solution de phosphate de soude dans la solution de nitrate de barite. Il se présente en poudre blanche, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides hydrochlorique et nitrique. L'acide sulfurique, par son affinité pour la barite, le décompose instantanément.

La barite forme, avec l'acide phosphorique, autant d'espèces particulières que la chaux en produit avec le même acide. Le bi-phosphate est soluble et cristallisable; mis en contact avec une grande quantité d'eau, il est décomposé en phosphate neutre qui se précipite, et en un autre phosphate plus acide qui se dissout. Le sesqui-phosphate est peu soluble; le phosphate sesqui-basique est tout-à-fait insoluble dans l'eau, mais rendu soluble par les acides qui dissolvent le phosphate neutre.

Phosphite de barite. Sel peu soluble, qu'on peut obtenir par la décomposition d'un phosphite par le chlorure de barium.

Hypophosphite de barite. On ne sait que peu de choses sur les propriétés de ce sel; il est très-soluble et difficile à obtenir cristallisé. M. Dulong a observé le premier sa formation dans l'action de l'eau sur le phosphure de barium.

Borate de barite. Sel insoluble, indécomposable au feu, et fusible à une température élevée.

Nitrate de barite. Ce sel peut se préparer en dissolvant le carbonate de barite dans l'acide nitrique, ou en décomposant le sulfate de barite par le charbon, et traitant le sulfure de barium formé par l'acide nitrique en se conformant aux précautions que nous avons indiquées pour l'obtenir pur. (*Voy.* premier volume, page 341.)

Propriétés. Ce nitrate est blanc, d'une saveur âcre légèrement piquante; il cristallise en octaèdres demi-transparens, qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation.

L'eau à + 15° en dissout $\frac{1}{12}$ de son poids, et l'eau bouillante $\frac{1}{4}$. Exposé à l'air, ce sel est inaltérable; il décrépite au feu, fond à une chaleur rouge, et se décompose ensuite en donnant de l'oxigène, de l'acide nitreux et de la barite. Suivant M. Quesneville fils, en calcinant ce sel dans une cornue de porcelaine, on obtient du deutoxide de barium, au moment où il ne se dégage plus d'acide nitreux.

Le nitrate de barite est vénéneux comme toutes les préparations de barite solubles; il est employé seulement dans les laboratoires pour préparer la barite et comme réactif.

Chlorate de barite. Ce sel se forme pendant la réaction du chlore sur l'oxide de barium dissous dans l'eau, mais il est difficile de l'obtenir par ce moyen. On le prépare en décomposant le chlorate de potasse dissous dans l'eau chaude par l'hydrofluate acide de fluorure de silicium (acide fluo-silicique). Ce composé s'unit à la potasse, et forme un composé qui se précipite aisément par la chaleur sous forme gélatineuse. L'acide chlorique, mis en liberté, reste dissous dans l'eau avec l'excès d'hydrofluate acide de fluorure de silicium. En saturant par le carbonate de barite, on forme du chlorate de barite soluble, et l'hydrofluate acide est décomposé par la barite, et forme avec elle un composé insoluble (fluorure double de barium et de silicium). L'évaporation de la liqueur fournit le chlorate de barite qui se dépose en cristaux.

Propriétés. Ce sel se présente en prismes carrés, terminés par une surface oblique; sa saveur est âcre, piquante et austère : il est soluble dans quatre parties d'eau froide. Exposé à une chaleur rouge obscur, il se décompose en donnant de l'oxigène, du chlore, et pour produit fixe du chlorure de barium mêlé de barite. Projeté sur les charbons, il en augmente vivement la combustion en déflagrant avec une flamme jaunâtre.

Le chlorate de barite n'est employé que pour obtenir l'acide chlorique dans les laboratoires.

Brômate de barite. Ce composé peut s'obtenir directement, ou en mettant en contact, comme l'a observé M. Balard, le chlorure de brôme dissous dans l'eau avec la solution de barite; il en résulte du chlorure de barium et du brômate de barite, qu'on sépare l'un de l'autre à cause de leur inégale solubilité.

Ce sel se présente en cristaux blancs aciculaires, très-solubles dans l'eau bouillante, et peu solubles dans l'eau froide; il fuse sur les charbons ardens en répandant une flamme verte. C'est de la solution de ce sel dans l'eau qu'on isole l'acide brômique, en précipitant la barite par une grande quantité convenable d'acide sulfurique étendu d'eau.

Iodate de barite. Cet iodate se forme en mettant de l'iode dans de l'eau de barite; il y a décomposition d'une partie de cet oxide, et formation d'iodure de barium soluble et d'iodate de barite insoluble, qui se précipite en poudre blanche et qui n'a plus besoin que d'être lavé.

Ce sel est insipide, insoluble, sans action sur les charbons ardens. Chauffé en vases clos, il donne, lorsqu'il est sec, de l'oxigène, de la vapeur d'iode, laisse de la barite à l'état de pureté ou combinée à un peu d'eau.

Arsénite et arséniate de barite. Ces deux sels sont insolubles à l'état neutre, et sous forme pulvérulente. L'arséniate est fixe au feu, et éprouve un commencement de fusion à une chaleur très-élevée. L'acide arsénique le dissout en le transformant en bi-arséniate.

Chrômate de barite. Ce sel, obtenu par décomposition d'un sel de barite et d'un chrômate soluble, est sous la forme d'une poudre jaune, insoluble dans l'eau.

SELS A BASE D'OXIDE DE STRONTIUM. (Sels de strontiane.)

Caractères distinctifs. Incolores, inodores, généralement plus solubles que les sels de barite; leur solution se comporte avec les réactifs comme celle des sels de barite solubles. L'acide sulfurique ou les sulfates ne forment pas de précipité dans la solution des sels de strontiane lorsqu'elle est étendue d'une très-grande quantité d'eau. Si, après les avoir délayés ou dissous dans l'alcool, on enflamme ce liquide, ils communiquent à la flamme une teinte rouge pourpre très-prononcée. Ce caractère n'est bien sensible qu'avec les sels solubles de strontiane.

Carbonate de strontiane. Ce sel existe dans la nature; il a d'abord été trouvé dans une mine de plomb à Strontian en Écosse, et distingué du carbonate de barite, en 1790, par Crawford. On l'a rencontré depuis dans d'autres pays. Uni au carbonate de chaux, il forme une espèce minérale très-abondante en Auvergne, connue sous le nom d'*arragonate*. Ce sel peut se former artificiellement comme celui de barite. Il est blanc, pulvérulent, insipide et insoluble dans l'eau; soumis à l'action d'une forte chaleur, il abandonne l'acide carbonique qu'il contient. Cette décomposition est surtout favorisée par le charbon qu'on y mélange, et qui convertit l'acide carbonique en gaz oxide de carbone.

Sulfate de strontiane. Ce sel se rencontre dans beaucoup de pays, surtout dans les terrains secondaires ou tertiaires. On le trouve dans la Pensylvanie, en Allemagne, en Sicile et en Angleterre; il se présente sous différentes formes régulières. En France, il existe en masse compacte ou en morceaux arrondis; telle est l'espèce qu'on trouve dans les montagnes de Montmartre et de Ménilmontant près Paris. Cette espèce est mêlée de 8 à 9 pour cent de carbonate de chaux qu'on lui enlève, en la pulvérisant et la traitant à froid par l'acide hydrochlorique faible.

Le sulfate de strontiane se prépare artificiellement comme celui de barite ; il est alors blanc, insipide, insoluble, susceptible cependant de se dissoudre dans une très-grande quantité d'eau ; exposé à une température élevée il fond sans se décomposer. Ce sel n'est usité que pour obtenir l'oxide de strontium.

Sulfite de strontiane. Il est blanc, pulvérulent et insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide sulfureux.

Hyposulfate de strontiane. Ce sel se prépare comme celui de barite ; il est soluble et cristallise facilement en petites lames hexaèdres, il jouit du reste de tous les caractères de l'hyposulfate de barite.

Hyposulfite de strontiane. Sel soluble, cristallisable en beaux prismes rhomboïdaux, inaltérables à l'air. Il se forme par l'action de l'air sur la solution du sulfure de strontium.

Phosphate neutre de strontiane. Ce phosphate s'obtient comme celui de barite par double décomposition ; il est blanc, pulvérulent, insipide, indécomposable au feu.

Tous les acides minéraux, à l'exception des acides sulfureux et sulfurique, le dissolvent en le transformant en bi-phosphate.

Phosphite et hypophosphite de strontiane. Ces deux sels jouissent de toutes les propriétés des mêmes sels à base de barite ; ils se préparent de la même manière.

Borate de strontiane. Insoluble comme celui de barite et présentant les mêmes caractères ; il se forme aussi par double décomposition.

Nitrate de strontiane. Sa préparation est la même que celle de nitrate de barite. Il se présente lorsqu'il est pur en cristaux blancs, de forme octaèdrique ou prismatique ; sa saveur est âpre et piquante ; il s'effleurit à l'air, fond à une chaleur rouge et se décompose ensuite à la manière du

nitrate de barite. L'eau à + 15° en dissout un poids égal au sien et l'eau bouillante deux fois son poids.

Ce sel est employé dans les laboratoires comme réactif, et pour obtenir la strontiane par sa calcination. Dans les arts on s'en sert pour composer les feux rouges d'artifice.

Chlorate de strontiane. Ce sel peut être formé directement par le procédé indiqué pour celui de barite. A l'état de pureté, il est âcre et jouit d'une si grande solubilité qu'il cristallise difficilement; exposé à l'air il en attire promptement l'humidité; il fuse et déflagre sur les charbons ardens avec une flamme purpurine.

Iodate de strontiane. Sel peu soluble, insipide, ayant tous les caractères de l'iodate de barite.

Les autres sels de strontiane n'ont été que peu étudiés ou sont inconnus.

Sels a base d'oxide de lithium.

Caractères distinctifs. Tous les sels de cette espèce sont solubles et ressemblent sous ce rapport à ceux à base de potasse et de soude. Leur solution concentrée est facile à distinguer de ceux-ci; comme le carbonate de lithium est peu soluble, ils forment un précipité blanc par le carbonate de potasse qui se redissout dans une quantité suffisante d'eau distillée; aucun des réactifs que nous avons indiqués pour les autres sels ne produit de précipité avec les sels de lithium. Ils sont généralement très-fusibles à une température peu élevée, et jouissent de la propriété, lorsqu'on les tient en fusion à une chaleur rouge, dans des vases de platine, d'attaquer ce métal et de ternir sa surface.

Carbonate de lithium. Obtenu par double décomposition, ce sel se présente en une poudre blanche, d'une saveur alcaline, susceptible de se dissoudre à + 15° dans 100 parties d'eau. Il est indécomposable au feu et se fond en un émail transparent.

Sulfate de lithium. Ce sel est blanc, d'une saveur salée, sans aucune sensation d'amertume; il cristallise en petits cristaux tétraèdres très-transparens; il est très-soluble dans l'eau et indécomposable par la chaleur seule.

Il existe un bi-sulfate de lithium plus soluble que le sel neutre, cristallisable en lames hexaèdres et décomposable au feu qui le convertit en sulfate neutre.

Nitrate de lithium. Ce sel a une saveur âcre et est un peu déliquescent; il cristallise en prismes tétraèdres à bases rhomboïdales et fond à une chaleur peu élevée. L'eau le dissout avec la plus grande facilité.

Tous les autres sels de lithium sont plus ou moins solubles et peuvent être obtenus presque tous cristallisés régulièrement.

Sels a base de protoxide de potassium, ou sels de potasse.

Le protoxide de potassium est le seul des oxides de ce métal qui puisse s'unir aux acides pour former des sels.

Caractères distinctifs. Sels blancs, généralement solubles dans l'eau, cristallisables, fixes, d'une saveur un peu salée et amère; leur solution concentrée n'est point précipitée par le cyanure de fer et de potassium, les hydrosulfates et les carbonates; mais lorsqu'on y verse une solution également concentrée d'acide tartrique ou de sulfate acide d'alumine, il s'y forme aussitôt un précipité blanc cristallin, qui, dans le premier cas, est du bi-tartrate de potasse, et dans le second, de l'alun. Le chlorure de platine versé dans la solution de ces mêmes sels, y détermine un précipité jaune orangé susceptible de se redissoudre dans une grande quantité d'eau.

Carbonate de potasse. Ce sel était connu des anciens chimistes sous le nom de *nitre fixe*, *sel de tartre*, *alcali végétal.* Le premier nom lui a été donné, parce qu'on le

formait par la déflagration du nitre avec le charbon; le second, comme pouvant être extrait du tartre, et le troisième, à cause de sa présence dans la cendre de la plupart des végétaux. Depuis, on l'a désigné aussi sous le nom de *sous-carbonate de potasse*, à cause de ses réactions alcalines sur les matières colorantes; enfin, d'après sa composition, on le regarde aujourd'hui comme un véritable sel neutre.

On le trouve dans le résidu de l'incinération des végétaux non marins, mêlé avec le sulfate de potasse, le chlorure de potassium, la silice, l'oxide de fer, l'oxide de manganèse, le carbonate de chaux, le phosphate de chaux, etc.; il constitue alors la cendre proprement dite; mais la présence de ce sel, dans ce produit du feu, est le résultat de la décomposition par la chaleur des acides organiques qui étaient unis à la potasse dans les plantes avant leur combustion. C'est à cette cause qu'il faut attribuer tous les carbonates qui font partie constituante des cendres des différens végétaux.

Le carbonate de potasse qui se trouve dans des cendres peut en être extrait par la lixiviation et évaporation de la solution; mais on conçoit alors qu'il est impur et mêlé avec tous les sels solubles qui l'accompagnaient. C'est à ce produit si employé dans les arts que l'on donne le nom impropre de *potasse du commerce*. La préparation de la potasse ne se pratique que dans les pays où les bois sont communs, tels qu'en Amérique et en Russie; cette opération est simple : elle consiste à brûler les bois sur le sol, à lessiver à chaud les cendres, et ensuite à faire évaporer la liqueur à siccité dans des chaudières de fonte. Mais comme le produit de l'évaporation est coloré par des matières charbonneuses entraînées, on le calcine au rouge dans un four à réverbère pour les brûler, et puis, après avoir laissé refroidir ce produit, on l'enferme dans des

tonneaux et on l'expédie sous le nom de *potasse du pays* où l'extraction a eu lieu.

Les qualités des potasses du commerce sont aussi variables que la composition des terrains où les plantes ont végété; leur valeur commerciale est en raison directe du carbonate de potasse qu'elles contiennent; aussi leur prix n'est-il établi que sur la proportion de ce sel. Il résulte d'un travail de Vauquelin sur les différentes espèces de potasse employées, que la proportion de potasse réelle forme les $\frac{857}{1152}$ de la potasse d'Amérique; les $\frac{772}{1152}$ de la potasse de Russie; les $\frac{603}{1152}$ de celle de Dantzick, et les $\frac{444}{1152}$ de la potasse des Vosges. Cette quantité de potasse réelle est-elle constante dans ces différentes potasses? C'est ce qui n'est pas vraisemblable; tant de causes doivent la faire varier, qu'il est indispensable d'en déterminer le titre à chaque instant; aussi est-il important aux différens fabricans de le connaître. C'est ce qu'il est facile de faire en recherchant combien un poids de potasse du commerce exige d'acide étendu d'eau pour sa saturation, et comparant ensuite cette quantité d'acide à celle que sature un poids déterminé de sous-carbonate de potasse pur et sec. Afin de rendre cette opération plus commode aux négocians et manufacturiers, M. Descroizilles a imaginé un petit appareil, désigné sous le nom d'*alcalimètre*, propre à évaluer le titre des potasses du commerce. Cet instrument se compose d'un tube à pied, de 25 centimètres de hauteur sur 2 de diamètre, divisé en 100 parties dont chacune est d'un demi-centimètre cube. On remplit ce tube gradué avec une solution d'acide sulfurique formée de 1 partie d'acide sulfurique à 66° et 9 parties d'eau distillée, et on cherche combien il est nécessaire de verser de cet acide pour saturer un demi-décagramme de potasse dissoute dans cinq à six fois son poids d'eau. L'échelle de cet instrument est ainsi établie, que chaque degré d'acide em-

ployé correspond à un centième de potasse, de manière que si une potasse à essayer a absorbé 45 degrés d'acide pour être saturée, elle contenait $\frac{45}{100}$ de potasse réelle. Cette méthode, aussi exacte que peut le comporter l'instrument, vient d'être récemment perfectionnée par M. Gay-Lussac. (*Ann. de chim. et de physique*, t. XXXIX, p. 337.)

D'après ce que nous avons exposé plus haut, l'état de mélange et d'impureté dans lequel se trouve le sous-carbonate de potasse dans les potasses du commerce, empêche qu'on puisse l'extraire avec avantage pour les différens usages. On suit dans les laboratoires plusieurs procédés pour le préparer; celui qu'on emploie ordinairement consiste à mêler ensemble parties égales de bi-tartrate de potasse et de nitrate de potasse pulverisés et à les projeter, par partie, dans une chaudière de fonte à peine rouge; il en résulte, comme nous l'avons indiqué dans le premier volume (page 365), une vive déflagration par la décomposition de l'acide nitrique et de l'acide tartrique, et un résidu noirâtre formé de carbonate de potasse et de charbon non brûlé. On lessive avec de l'eau chaude ce résidu, et après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer à siccité dans une chaudière de fer.

Propriétés. Le carbonate de potasse ainsi préparé est blanc, d'une saveur âcre et caustique. Exposé à l'air, il tombe en déliquescence, et se résout en un liquide oléagineux, qui était très-employé autrefois en médecine sous le nom d'*huile de tartre*. Il est indécomposable par la chaleur seule, très-soluble dans l'eau et susceptible, quoique difficilement, de cristalliser en lames rhomboïdales (Fabroni). Sa solution aqueuse verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides, il est formé de :

Acide carbonique........	100.....	ou	.... 1 atome.
Protoxide de potassium..	213,57..		.... 1 atome.

Usages. Ce sel à l'état de pureté n'est employé que dans les laboratoires et les pharmacies; il sert de réactif dans un grand nombre d'opérations chimiques pour opérer des décompositions; en médecine, il est employé, à petite dose, comme apéritif, diurétique et fondant, et en pharmacie pour la préparation de certains sels à base de potasse. Tel qu'il se trouve à l'état de mélange dans les potasses du commerce, ses usages sont très-étendus; on l'emploie pour la confection des savons verts, du verre, du bleu de Prusse, pour les lessives, etc., etc.

Bi-carbonate de potasse. Ce sel est un produit artificiel. On l'obtient aisément en faisant passer, jusqu'à saturation, un courant de gaz acide carbonique dans une solution concentrée de sous-carbonate de potasse. Cette préparation est longue : on la pratique ordinairement pour obtenir à la fois les bi-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque en disposant cinq flacons de Woulf les uns à côté des autres. On met dans le premier des fragmens de marbre et de l'eau pour en dégager l'acide carbonique par l'acide hydrochlorique; dans le second, un peu d'eau pour laver le gaz; et dans les suivans, les solutions de carbonate de potasse, de carbonate de soude et de carbonate d'ammoniaque; à mesure que ces sels sont transformés en bi-carbonates, ils cristallisent au fond des flacons; alors on sépare ces cristaux et on les lave avec de l'eau froide.

Propriétés. Le bi-carbonate de potasse est blanc, d'une saveur légèrement alcaline; il cristallise en prismes tétraèdres rhomboïdaux terminés par des sommets dièdres qui verdissent un peu le sirop de violettes. Exposé à l'air, il n'éprouve aucune altération; mais au feu il perd son eau de cristallisation, abandonne la moitié de l'acide carbonique qu'il contient, et passe à l'état de carbonate. L'eau à la température de + 15° peut en dissoudre $\frac{1}{4}$ de son poids; cette solution chauffée peu à peu laisse dégager des bulles

de gaz acide carbonique et se transforme en sesqui-carbonate.

Ce sel est employé comme réactif dans les laboratoires; on le distingue facilement du carbonate précédent en ce qu'il ne précipite point à froid la solution de sulfate de magnésie. En médecine, on l'a préconisé pour combattre les affections néphrétiques occasionnées par la présence de petits calculs formés d'acide urique. On l'administre dissous dans l'eau, à la dose de cinq grammes par litre d'eau.

Sulfate de potasse. Ce sel était connu autrefois sous le nom de *tartre vitriolé*, *sel de duobus*, *sel polychreste* de Glaser, *arcanum duplicatum*. On le trouve, mais en petite quantité, dans la nature; il existe dans la plupart des végétaux, et fait presque toujours partie constituante de leurs cendres. On le rencontre aussi en solution dans plusieurs liquides animaux.

Il est facile de le préparer directement en saturant par l'acide sulfurique faible une solution de carbonate de potasse et faisant évaporer; mais comme ce sel est le résultat de certaines réactions chimiques, on utilise ce produit. C'est ainsi qu'on emploie le sulfate acide de potasse qui provient de l'extraction de l'acide nitrique; on le calcine au rouge pour le priver de l'excès d'acide, ou on le sature par le sous-carbonate de potasse.

Propriétés. Ce sel est blanc, sa saveur est amère et un peu désagréable; il cristallise en prismes à six ou à quatre pans très-courts, terminés par des pyramides ayant le même nombre de faces. Comme il ne contient point d'eau de cristallisation, il n'éprouve aucune altération à l'air; exposé au feu, il décrépite par la petite quantité d'eau qui est interposée entre ses cristaux, et entre en fusion au rouge cerise. La chaleur la plus forte ne peut le décomposer; il se dissout dans 10 fois son poids d'eau à $+ 12^{0},7$ et dans un peu moins de quatre parties d'eau à $+ 100^{0}$.

Calciné au rouge avec le charbon, ce sel est décomposé et converti en sulfure de potassium. M. Gay-Lussac a été amené à faire une observation très-intéressante en calcinant dans une cornue, à l'abri de l'air, un mélange de deux parties de sulfate de potasse et une partie de noir de fumée bien mêlées ensemble; il a reconnu que ce produit, qui consistait en sulfure de potassium, divisé dans une grande masse de charbon, était si inflammable, qu'il prenait feu rapidement à son passage dans l'air, et produisait, en en laissant tomber une portion d'une certaine hauteur, une très-belle pluie de feu. La grande combustibilité de cette espèce de pyrophore est due à l'état de division où se trouve le sulfure de potassium et à la part active que prend le carbone dans cette inflammation.

Ce sel est composé, d'après l'analyse de M. Berzélius, de :

Acide sulfurique........	47,1.....	ou	.... 1 atome.
Protoxide de potassium.	52,9.....		.... 1 atome.
	100,0		

Usages. Ce sel est employé en médecine comme purgatif; dans les arts, il sert pour la fabrication de l'alun.

Bi-sulfate de potasse. Ce sel, qui contient exactement deux fois autant d'acide que le sulfate neutre, se forme en chauffant le sulfate neutre de potasse avec le tiers de son poids d'acide sulfurique. Il cristallise en longues aiguilles déliées ou en longs prismes à six pans; sa saveur est âcre et acide. Il est plus soluble que le précédent; soumis à une chaleur rouge, il perd une partie de son acide, et passe à l'état de sulfate neutre.

Hyposulfate de potasse. Les propriétés de ce sel sont peu connues; il est très-soluble dans l'eau, et cristallise en prismes cylindroïdes.

Sulfite de potasse. On prépare ce sel en faisant passer un excès de gaz acide sulfureux à travers une solution con-

centrée de potasse caustique; le sulfite formé cristallise au fond du flacon où la saturation s'effectue.

Propriétés. Ce sel est blanc, d'une saveur piquante et sulfureuse; il cristallise en petites aiguilles déliées. Exposé à l'action du feu, il décrépite et se décompose en donnant du soufre et se transformant en sous-sulfate. L'air le fait passer peu à peu à l'état de sulfate. Il se dissout dans son poids d'eau à + 15°.

Hyposulfite de potasse. Ce sel, obtenu en faisant bouillir une solution de sulfite de potasse avec de la fleur de soufre, est très-soluble dans l'eau; il se présente en une masse composée de cristaux aciculaires, déliquescente à l'air et d'une saveur piquante et amère. En laissant exposée à l'air une solution de sulfure de potassium, elle est transformée au bout d'un certain temps en hyposulfite de potasse par suite de l'action de l'oxigène.

Phosphate de potasse. Comme avec les autres bases l'acide phosphorique forme avec la potasse plusieurs sous-espèces.

Phosphate neutre de potasse. Ce sel paraît exister dans certaines graines. On le forme directement en saturant l'acide phosphorique par la potasse; mais il ne peut exister qu'en solution dans l'eau, car dès que celle-ci est concentrée, il cristallise du bi-phosphate, et l'eau mère contient du sous-phosphate qui est plus soluble.

Bi-phosphate de potasse. Ce sel s'obtient par la cristallisation du phosphate neutre. Il cristallise en prismes à bases carrées terminés par des faces octaèdriques. Il est indécomposable par la chaleur, se fond à une température élevée en un vase transparent déliquescent; l'eau le dissout aisément, et sa solution rougit le tournesol.

Sous-phosphate de potasse. Ce sel a été peu examiné; il paraît moins soluble que les précédens.

Phosphite de potasse. On sait seulement que ce sel est soluble, mais on ignore toutes ses autres propriétés.

Hypophosphite de potasse. Ce sel est très-déliquescent et très-soluble dans l'eau; il s'altère à l'air en absorbant l'oxigène, et devient acide. La chaleur le décompose comme les autres hypophosphites.

Nitrate de potasse. Ce sel, désigné sous le nom de *nitre*, *salpêtre*, se trouve abondamment à la surface de la terre dans l'Inde, dans l'Égypte et dans quelques contrées méridionales de l'Afrique. Il se présente cristallisé en aiguilles ou en filamens soyeux, qu'on peut recueillir avec des balais ou des houssoirs; il porte alors le nom de *salpêtre de houssage*. On le rencontre en Europe, mais plus rarement, dans les vieux plâtres et à la surface des murs humides des habitations, dans le sol des caves, des celliers, des écuries, etc.; il est alors mêlé aux nitrates de chaux et de magnésie.

Si l'existence de ces différens nitrates dans les vieux plâtres est bien démontrée, il n'en est pas de même de leur formation. On admet qu'elle n'a lieu que dans les matériaux calcaires qui sont en contact avec des matières animales ou végétales azotées, qui, par leur décomposition, fournissent à l'oxigène de l'air l'azote propre à produire l'acide nitrique. Cet acide ainsi formé s'unirait à la chaux, à la magnésie ou à la potasse, que ces matériaux renferment. C'est sur ce principe que sont fondées, dans certains pays, les nitrières artificielles. L'hypothèse sur la formation a été combattue dans ces dernières années, et on a allégué qu'elle pouvait avoir lieu sans le concours des matières animales, par la seule présence de l'air et d'une terre calcaire; mais les preuves apportées en faveur de cette opinion, ne sont pas encore assez positives pour détruire l'ancienne théorie à laquelle chaque jour l'expérience nous semble donner un nouvel appui.

L'extraction du nitrate de potasse varie suivant les pays. Dans l'Inde et l'Egypte, où les terres sont riches en salpêtre, il suffit de les lessiver et d'évaporer les liqueurs pour l'obtenir cristallisé; mais l'on suit un autre procédé en Europe, où les terres renferment une plus grande quantité de nitrates de chaux et de magnésie que de nitrate de potasse ; on transforme les premiers sels en celui-ci par leur décomposition, au moyen du carbonate de potasse. C'est sur ce principe qu'est fondé, en France, l'art du salpêtrier.

Après avoir choisi les plâtras provenant surtout des parties basses des habitations, on les écrase avec une batte de bois, et on les met dans des tonneaux placés sur trois rangs et percés inférieurement d'un trou qu'on tient bouché.

On verse de l'eau dans la première rangée des tonneaux pour dissoudre tous les sels solubles, et après plusieurs heures de contact, on la laisse écouler dans un réservoir particulier. Cette première lessive marque 4 à 5° au pèse-sels; on la désigne sous le nom d'*eau de cuite*. On ajoute une nouvelle quantité d'eau sur ces platras déjà lessivés, et on continue d'en verser jusqu'à ce qu'ils soient épuisés des sels solubles qu'ils contiennent, mais comme ces dernières portions d'eau sont moins chargées de sels, on les met à part et on les distingue sous le nom d'*eaux fortes* ou d'*eaux faibles*, suivant qu'elles marquent 3 à 5°, au pèse-sels ou au-dessous de 3°. Toutefois, on convertit les premières en eau de cuite, et les secondes en eaux fortes en les faisant passer sur la seconde rangée de tonneaux, et les eaux faibles de cette opération sont à leur tour converties en eau de cuite en filtrant à travers la troisième rangée.

Ces eaux tiennent alors en solution une grande quantité de nitrate de chaux et de magnésie, un peu de nitrate de

potasse, et des chlorures de sodium, de calcium et de magnésium. On les fait évaporer dans une chaudière en cuivre, et on les concentre jusqu'à 25° de l'aréomètre, en ayant soin d'enlever l'écume et le dépôt qui se forment pendant l'évaporation. On donne le nom de *boues* à ce dépôt, occasioné par la coagulation d'une matière animale, et à la précipitation d'une certaine quantité de carbonate de chaux et de sulfate de chaux qui avaient été dissous.

La liqueur ainsi concentrée est mêlée à une solution de potasse du commerce, jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité. Les nitrates de chaux, de magnésie, les chlorures de calcium et de magnésium sont alors décomposés; il en résulte un précipité blanc très-abondant, formé par les carbonates de ces métaux; alors on porte la liqueur chaude dans un grand cuvier en bois où elle s'éclaircit d'elle-même. Lorsque tous les sels insolubles sont déposés, on la tire à clair par des robinets situés à différentes hauteurs, et on la concentre. Lorsqu'elle est parvenue à 42°, la plus grande partie du chlorure de sodium s'en sépare, on l'enlève avec des écumoires; enfin, amenée à 45°, on la met dans des cristallisoirs en cuivre, où le nitrate de potasse cristallise par le refroidissement.

Après l'avoir laissé égoutter on le lave avec une petite quantité d'eau de cuite. Dans cet état le nitrate de potasse n'est point encore pur, il contient le quart environ de son poids des sels étrangers que nous avons indiqués. On le raffine dans les arsenaux en le dissolvant dans le cinquième de son poids d'eau bouillante; les chlorures de sodium et de potassium se précipitent; après les avoir séparés on étend la solution de nitrate de potasse d'une quantité d'eau égale à celle qu'elle contient déjà, et on la chauffe avec un peu de gélatine. Cette clarification opérée on place la liqueur encore chaude dans des cristallisoirs en cuivre très-

larges, et on l'agite avec des rateaux en bois pour déterminer une cristallisation confuse et prompte du nitrate de potasse. Enfin on le soumet, pour achever sa purification, à des lavages avec de l'eau saturée de nitre, à la température ordinaire, qui n'a plus d'action sur ce sel et peut dissoudre encore les sels étrangers qui s'y trouvent.

Dans les laboratoires on fait subir au nitre plusieurs cristallisations successives jusqu'à ce que le nitrate d'argent ni le nitrate de barite ne troublent plus sa solution.

Propriétés. Le nitrate de potasse se présente ordinairement en cristaux blancs, demi-transparens, anhydres, ayant la forme de prismes à six pans, terminés par des pyramides hexaèdres; quelquefois ces cristaux sont accolés les uns à côté des autres, de manière à laisser une partie vide dans l'intérieur. Sa saveur est fraîche et piquante. Exposé à l'air, il est inaltérable; à une chaleur au-dessous du rouge, il fond et éprouve la fusion ignée, mais il se prend par le refroidissement en une masse blanche opaque. C'est à ce dernier produit qu'on donne en pharmacie le nom de *cristal minéral* (sel de prunelle). Une chaleur rouge le décompose en le transformant d'abord en gaz oxigène et en nitrite, ensuite ce dernier sel se décompose en fournissant un mélange de gaz azote et d'oxigène, un peu d'acide nitreux et en laissant le protoxide de potassium à nu. La solubilité du nitrate de potasse dans l'eau, varie avec la température, car, d'après M. Gay-Lussac, 100 parties d'eau dissolvent 13,3 à 0,29 à + 18,85 à + 50,170 à + 80 et 246 à + 100.

Ce sel n'exerce aucune action sur les corps combustibles à froid, mais à l'aide de la chaleur il est aisément décomposé, comme nous l'avons exposé dans les généralités sur les nitrates. Dans tous les cas le corps combustible absorbe tout ou une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, et passe ou à l'état d'acide, ou à l'état d'oxide qui s'unit à la

potasse ou y reste à l'état de mélange. Toutes ces décompositions se font toujours avec dégagement de calorique et de lumière. C'est en raison de cette propriété que le nitrate de potasse, comme toutes les autres espèces de ce genre, fuse en scintillant sur les charbons ardens, et produit une vive déflagration. Lorsqu'on chauffe son mélange soit avec du soufre, soit avec du charbon, il en résulte toujours du sulfate ou du carbonate de potasse, de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone, du deutoxide d'azote ou du gaz azote, suivant la température et le rapport des corps mis en présence.

Ce sel est composé, d'après les analyses qui en ont été données, de :

Acide nitrique..........	52,95....	ou	..... 1 atome.
Protoxide de potassium.	47,05....		..... 1 atome.
	100,00		

Usage médical. Le nitrate de potasse est employé en médecine comme sédatif, rafraîchissant et diurétique. On l'administre pour l'homme à la dose d'un grain à 72 grains. Il agit en général en diminuant la chaleur du corps et excitant la sécrétion urinaire et le tube intestinal; à haute dose, il détermine des accidens graves à la suite desquels peut survenir la mort. En médecine vétérinaire ses usages sont très-étendus; on l'administre aux grands animaux domestiques, à la dose d'une demi-once à deux onces, soit en solution dans leur boisson, soit mélangé avec d'autres poudres ou en opiats.

Dans les arts, ce sel sert à plusieurs préparations; c'est avec lui qu'on fabrique l'acide sulfurique; c'est de sa décomposition qu'on retire l'acide nitrique, enfin son emploi pour la fabrication de la poudre à canon n'est pas moins important.

La poudre à canon est un mélange intime, dans des rapports déterminés, de nitrate de potasse, de soufre et de

charbon. Ces trois substances, après avoir été pulvérisées séparément, sont mêlées intimement en les mettant à l'état de pâte avec de l'eau, et soumettant la masse à un battage dans des mortiers de bois pendant douze à quatorze heures. Au bout de ce temps la masse se présente en une pâte ou gâteau humide et homogène, on la sèche un peu et ensuite on la grène en la mettant par parties sur un tamis de peau qu'on fait mouvoir horizontalement, et dans lequel se trouve un plateau de bois qui brise les portions de gâteau qui sont trop compactes et les force à passer à travers les trous du tamis. Cette première opération est suivie d'une seconde qui consiste à repasser la poudre tamisée sur un second tamis plus fin, appelé *grenoir*, ensuite on la verse dans un troisième tamis nommé *égalisoir* qui sépare le poussier des grains.

Après ces opérations, la poudre est séchée en la disposant sur des toiles tendues dans des chambres, à travers lesquelles on fait passer de l'air échauffé à 60°. Lorsqu'elle est desséchée, on la tamise sur un tissu très-serré, pour lui enlever une petite quantité de poussier qui adhère à sa surface.

Telle est brièvement la préparation de la poudre à canon. Celle qui est destinée pour la chasse est lissée avant d'être séchée, en la faisant tourner dans un tonneau, dans lequel on a disposé parallèlement à l'axe quatre barres de bois pour augmenter le frottement des grains de poudre.

La composition de la poudre est différente, suivant l'usage auquel elle doit servir. Celle qui est employée à la guerre est formée, sur 100 parties, de 75 nitrate de potasse, 12,5 charbon, 12,5 soufre. La poudre de chasse contient 78 nitrate de potasse, 12 charbon, 10 soufre. La poudre désignée sous le nom de *poudre de mine*, à cause de ses usages pour le travail des mines et des carrières,

est composée de 65 nitrate de potasse, 15 charbon, 20 soufre.

Toutefois, les effets de ces différentes poudres sont dus à la décomposition subite et à la formation instantanée des gaz qui en résultent, et dont la force élastique se trouve augmentée par la haute température qui se produit pendant la combustion. Les fluides élastiques, développés pendant la détonation de la poudre, sont en grand nombre; savoir: du gaz acide carbonique, du gaz azote, du deutoxide d'azote, du gaz oxide de carbone, de la vapeur d'eau, du gaz hydrogène sulfuré; enfin, le résidu de la combustion est noir, il est formé d'un excès de charbon qui n'a pas brûlé, de carbonate de potasse, de sulfate de potasse et de sulfure de potassium.

Le nitrate de potasse entre encore dans la composition de plusieurs autres poudres; elles sont connues, à cause de leurs effets, l'une sous le nom de *poudre fulminante par la chaleur*, l'autre sous celui de *poudre de fusion*. La première est composée de trois parties de nitre, deux parties de carbonate de potasse sec, et une partie de fleurs de soufre, mélangées ensemble par trituration. Si après avoir placé 10 grammes environ de cette poudre dans une cuiller de fer, on l'expose sur quelques charbons ardens, le soufre fond, réagit peu à peu sur le carbonate de potasse, d'où résulte du sulfure de potassium, qui à une certaine température, décompose subitement le nitrate de potasse avec une violente explosion accompagnée de lumière. La détonation qui a lieu à cette époque est encore due au dégagement instantané des gaz azote ou deutoxide d'azote qui excitent de vives et fortes vibrations dans les couches d'air, et y produisent un choc subit. La poudre de fusion résulte du mélange de 3 parties de nitre, 1 partie de soufre et 1 partie de sciure de bois. Cette poudre offre ce caractère singulier de faire fondre, pendant sa combustion, une

petite pièce de cuivre qui s'en trouve entourée. Cette fusion, qu'on peut déterminer aisément en plaçant la pièce dans une coquille de noix au milieu de la poudre qu'on enflamme, est due non-seulement à la chaleur qui se développe, mais à la formation d'un sulfure de cuivre qui est plus fusible que le cuivre pur.

Nitrite de potasse. Ce sel n'a pas encore été examiné à l'état de pureté. On avait regardé comme tel le produit qu'on obtient en calcinant pendant quelque temps le nitrate de potasse au rouge obscur; mais il est évident que c'est un mélange de potasse et de nitrite.

Chlorate de potasse. Ce sel est le premier des chlorates qui ait été étudié : sa formation a été observée par Berthollet en 1786; il fut désigné, à cette époque, sous le nom de *muriate suroxigéné de potasse*. On l'obtient en faisant passer du gaz chlore à travers une solution de potasse caustique, ou de potasse du commerce, dissoute dans trois à quatre parties d'eau. Le chlore réagit peu à peu sur une partie de l'oxide de potassium; il s'empare du potassium pour former un chlorure, tandis que son oxigène s'unit à une portion de chlore, et se transforme en acide chlorique qui se combine à l'autre partie de potasse non décomposée pour former le chlorate de potasse, mais comme ce dernier sel est peu soluble, il se précipite à mesure qu'il se produit, tandis que le chlorure de potassium reste dissous. Au bout de quelques jours, lorsque le chlore passe sans être absorbé, on rassemble le chlorate de potasse qui s'est précipité, on le lave avec un peu d'eau froide, et on le fait cristalliser à plusieurs reprises, en le dissolvant dans trois à quatre fois son poids d'eau bouillante, pour le séparer des dernières portions de chlorure de potassium qu'il peut retenir.

Les réactions qui se passent dans cette opération sont faciles à représenter par la figure suivante :

Chlorate de potasse.

6 atomes de potasse. { 1 at. ; 5 at. { Oxi....5 ; Potassi.5 } } ...Acide chlorique.

...Chlorure de potassium.

12 at. de chlore..... { Chl.........10 ; Chl...........2 }

d'où il suit que l'on forme avec 6 atomes de potasse, 5 atomes de chlorure de potassium et 1 at. de chlorate de potasse.

Propriétés. Le chlorate de potasse est un sel blanc, d'une saveur fraîche, un peu acerbe. Il cristallise en larges lames rhomboïdales très-brillantes. L'air ne lui fait éprouver aucune altération. Soumis à l'action de la chaleur, il fond au-dessous de la température rouge; mais si on augmente la chaleur, il se décompose avec bouillonnement en laissant dégager du gaz oxigène pur, et se transforme en chlorure de potassium. L'oxigène qu'on retire dans cette opération provient tout à la fois et de l'acide chlorique et de l'oxide de potassium. L'eau à la température de + 15° dissout $\frac{1}{18}$ de ce sel; l'eau bouillante en dissout les $\frac{64}{100}$ de son poids.

L'action que les corps combustibles avides d'oxigène exercent sur ce chlorate est nulle à froid; mais à chaud, elle est d'autant plus vive que le corps a plus d'affinité. C'est ce qu'on observe en projetant sur des charbons ardens une portion de ce sel; il en résulte une vive scintillation avec déflagration. Le soufre et le carbone mélangés au chlorate de potasse le décomposent non-seulement à l'aide de la chaleur, mais lorsqu'on fait éprouver au mélange un choc subit, alors l'inflammation a lieu avec une forte détonation. Voilà pourquoi il serait dangereux de broyer le chlorate de potasse avec l'un ou l'autre de ces corps. On réussit sans accident à produire ces détonations, en mêlant avec une barbe de plume le chlorate et le soufre pulvé-

risés séparément, et frappant avec un marteau sur une pincée de ce mélange placée sur une enclume. La poudre de chlorate et de charbon ne détone bien qu'après avoir été renfermée dans un papier. L'acide sulfurique concentré, versé en petite quantité sur le mélange de soufre et de chlorate, détermine assez de chaleur, en agissant sur le chlorate, pour déterminer la combustion subite de la poudre.

Usages. Le chlorate de potasse a été recommandé, il y a long-temps, pour le traitement de quelques maladies syphilitiques; mais son emploi a été abandonné. On s'en sert dans les laboratoires pour obtenir du gaz oxigène pur en le calcinant dans des appareils convenables. Dans les arts, il est employé à la confection des *briquets* dits *oxigénés*. Ces briquets sont formés d'un petit flacon de verre contenant de l'amiante humectée d'acide sulfurique concentré qui sert à enflammer l'extrémité d'une allumette, enduite d'un mélange de chlorate de potasse et de soufre légèrement gommé. Ces allumettes sont ordinairement colorées en rouge par un peu de vermillon incorporé à la masse, dans le but de déguiser la couleur jaune du mélange. Les artificiers s'en servent aussi pour composer certaines pièces pyrotechniques.

Chlorite de potasse. (Chlorure de potasse du commerce.)

Ce chlorite, qu'on prépare à l'état liquide pour les besoins du commerce, s'obtient de la même manière que la solution de chlore, à la réserve qu'au lieu de mettre de l'eau pure dans le flacon qui doit retenir le gaz, on y met une solution de potasse du commerce ou de carbonate de potasse faite dans la proportion de 1 partie de sel sur 10 d'eau. Le chlore chasse peu à peu l'acide carbonique, et réagit sur la potasse pour produire le chlorite d'oxide qui reste en solution.

On l'emploie dans les arts aux mêmes usages que le

chlorite de chaux; il est connu sous le nom d'*eau de Javelle*, du nom d'un village près Vaugirard, où l'on fabriqua d'abord ce composé. On étend ce chlorite de 10 à 12 fois son poids d'eau avant de s'en servir.

L'eau de javelle est quelquefois colorée en rose par un peu de mangaséniate de potasse qui s'est formé pendant sa préparation, et qui a été produit soit par un peu d'oxide de manganèse contenu dans la potasse, soit par une petite quantité de celui-ci qu'on y ajoute dans l'intention de la colorer; au reste, cette coloration n'ajoute rien à ses propriétés.

Brômate de potasse. Ce sel se prépare en agitant le brôme avec une solution de potasse suffisamment concentrée; il se forme, comme avec le sel précédent, deux composés inégalement solubles, du brômure de potassium et du brômate de potasse; celui-ci se précipite en poudre blanche cristalline. On peut encore l'obtenir, suivant M. Balard, en saturant la solution de chlorure de brôme par la potasse, et évaporant la liqueur jusqu'à un certain point : le brômate de potasse, étant moins soluble que le chlorure, se sépare en cristallisant.

Propriétés. Ce sel purifié, cristallise en aiguilles blanches qui se groupent les unes sur les autres, ou en lames cristallines par évaporation lente. Comme le chlorate, il est plus soluble à chaud qu'à froid; il déflagre sur les charbons ardens, et détone par le choc lorsqu'on le mêle avec de la fleur de soufre. Par l'action du feu, il est transformé en gaz oxigène et en brômure de potassium.

Iodate de potasse. Ce sel ressemble beaucoup aux précédens par plusieurs de ses caractères et par les circonstances de sa formation. On l'obtient en mettant l'iode en contact avec une solution de potasse; comme il est peu soluble à froid, il se précipite en poudre blanche à mesure qu'il est

produit. On le purifie en le lavant avec de l'alcool, ou en le faisant cristalliser de nouveau.

Propriétés. Ce sel se présente en très-petits cristaux blancs dont la forme est indéterminée; il est inaltérable à l'air, soluble dans 15 parties d'eau à + 14°. La chaleur le décompose en oxigène et en iodure de potassium. Il se comporte à l'égard des corps combustibles comme le chlorate et le brômate de potasse.

Silicate de potasse. Ce composé, que l'on peut former dans différentes proportions, fait la base de certains verres dans lesquels on le trouve uni à d'autres silicates alcalins ou métalliques.

Les silicates de potasse bibasique et tribasique sont solubles dans l'eau : leur solution, connue des anciens chimistes sous le nom de *liqueur des cailloux*, se préparait en fondant une partie de silex pulvérisé et 4 à 5 parties de carbonate de potasse.

Les sursilicates sont insolubles; ils se fondent en un verre transparent à une chaleur rouge blanc.

Sous le rapport des différens degrés de saturation qu'ils peuvent avoir, ces sels n'ont été que peu examinés.

Arséniates de potasse. La potasse s'unit en plusieurs proportions avec l'acide arsénique.

L'arséniate neutre est incristallisable, déliquescent; il se transforme aisément en arséniate acide en le calcinant dans un creuset de terre, car alors la silice s'empare d'une partie de la potasse.

Bi-arséniate de potasse. Ce sel peut se préparer en calcinant dans une cornue de grès lutée parties égales de nitrate de potasse et d'acide arsénieux jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. Le bi-arséniate se trouve fondu en une masse blanche poreuse, qu'on fait dissoudre dans l'eau bouillante et cristalliser. L'acide nitrique est décomposé dans cette opération; une partie de son oxigène se porte

sur l'acide arsénieux, et le fait passer à l'état d'acide arsénique qui reste uni à la potasse. L'acide nitreux ou le deutoxide d'azote provenant de l'acide nitrique se dégage à l'état de gaz.

Propriétés. Le bi-arséniate de potasse est blanc, d'une saveur acide et styptique; il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Une température élevée le transforme en arséniate neutre, en décomposant la moitié de l'acide arsénique. L'eau le dissout avec facilité. Cette solution rougit la teinture de tournesol, et est précipitée par l'eau de chaux et de barite. Ce sel est vénéneux et rangé au nombre des poisons irritans.

Arsénite de potasse. Ce sel s'obtient en saturant une solution de potasse avec de l'acide arsénieux réduit en poudre, et en concentrant la liqueur; il se présente en un liquide visqueux, jaunâtre, incristallisable, très-soluble dans l'eau. Sa solution est décomposée par la plupart des acides minéraux, qui en précipitent l'acide arsénieux sous forme de poudre blanche. Ce composé fait la base de la *liqueur arsénicale de Fowler*, employée contre les dartres rebelles et la lèpre.

Chrômate de potasse. La potasse forme, avec l'acide chrômique, deux espèces distinctes, dans lesquelles les rapports de l'acide sont : : 1 : 2.

Chrômate de potasse. On le forme en calcinant au rouge, dans un creuset de terre fermé, parties égales de mine de chrôme du Var et de nitrate de potasse. Il en résulte du chrômate de potasse, qu'on dissout dans l'eau, avec une certaine quantité de sous-silicate de potasse, formé aux dépens de la silice du creuset. Si alors on évapore la liqueur, et si on la sature par l'acide nitrique, elle devient rouge orangé, la silice et l'alumine sont précipitées, et peuvent être séparées par la filtration. Cette opération étant faite, on y ajoute assez de potasse caustique pour

rendre la liqueur jaune, et on la concentre convenablement, le nitrate de potasse, qu'on a reformé par la saturation, cristallise presque entièrement; lorsque ce sel a été isolé par plusieurs concentrations, si l'on évapore davantage, le chromate de potasse, qui est plus soluble, cristallise à son tour en prismes rhomboïdaux.

Ce sel est susceptible de cristalliser en larges prismes à quatre pans; il a une belle couleur jaune citron : sa saveur est fraîche et amère; il est indécomposable à la chaleur rouge. L'eau en dissout deux fois son poids à la température ordinaire, et se colore en beau jaune citron. On s'en sert pour obtenir l'oxide de chrôme et les chrômates insolubles; il est employé en teinture pour teindre en jaune conjointement avec l'acétate de plomb, et fournit une belle couleur jaune, fixe, qui s'applique également bien sur les tissus.

Bi-chrômate de potasse. On obtient ce sel en évaporant convenablement le chrômate neutre de potasse; il se transforme en bi-chrômate, qui se dépose par le refroidissement en cristaux rouges orangés, tandis que l'eau mère reste alcaline. Ce sel cristallise en larges tables rectangulaires anhydres; il est inaltérable à l'air, décomposé en partie à une température élevée; l'eau à $+ 17^{\circ}$ en dissout dix fois son poids. Cette solution est rouge orangé; elle a une saveur fraîche, amère et styptique.

Sels à base de protoxide de sodium, ou *sels de soude.*

Caractères distinctifs. Les sels de soude sont, en général, plus solubles que les sels à base de potasse; ils sont incolores, d'une saveur salée et amère: leur solution concentrée n'est point précipitée par les carbonates solubles, ce qui les distingue de sels de lithium, ni par le chlorure de platine et le sulfate d'alumine, ce qui les différencie des sels à base de potasse.

Carbonate de soude. La soude forme trois sous-espèces bien distinctes, qui se trouvent dans la nature.

Carbonate neutre de soude. Ce sel existe tout formé en solution dans l'eau de plusieurs lacs de l'Egypte, de la Hongrie et de l'Amérique; il s'obtient par l'évaporation spontanée, et est désigné dans le commerce sous le nom de *natron.* On le trouve dans quelques eaux minérales et dans les cendres de tous les végétaux qui croissent sur les bords de la mer. C'est à ce dernier produit qu'on donne, dans le commerce, le nom impropre de *soude.*

La soude du commerce, qui porte le nom du pays où elle a été faite, se présente en une masse compacte à demi fondue, formée en proportions diverses de carbonate de soude, de sulfate de soude, de chlorure de sodium, de carbonate de chaux, de silice, d'alumine, d'oxide de fer et de charbon; elle se prépare avec différentes plantes salées, telles que la *barille*, le *salsola-kali*, le *salicornia europœa*, le *salsola tagus.* Après les avoir fauchées, on les sèche et on les brûle en plein air, vers la fin de l'été, dans des fossés pratiqués sur le bord de la mer.

Le titre des différentes soudes du commerce est établi sur la quantité réelle de carbonate de soude, et peut être évalué par le même procédé que celui employé pour déterminer le titre des potasses. C'est en raison de la plus grande quantité de carbonate de soude que les soudes d'Alicante, de Malaga, sont plus estimées que les soudes préparées en France sur les côtes de la mer.

Pendant long-temps on a retiré le carbonate de soude des soudes du commerce, en les lessivant, faisant évaporer et cristalliser la solution; mais depuis qu'on est parvenu à obtenir pour la première fois en France, par des procédés chimiques, une soude artificielle, c'est de celle-ci qu'on l'extrait aujourd'hui en plus grande quantité, et d'une manière plus économique.

Propriétés. Le carbonate de soude cristallise en prismes rhomboïdaux, ou en pyramides quadrangulaires à sommets tronqués et appliqués base à base. Ce sel a une saveur âcre légèrement caustique; exposé à l'air, il s'effleurit promptement en perdant une partie de son eau de cristallisation; à une chaleur peu élevée, il entre en fusion, se boursoufle, se dessèche ensuite, et éprouve la fusion ignée à une température rouge sans se décomposer. Il renferme 62,69 pour 100 d'eau combinée. L'eau à + 15° en dissout deux fois son poids, et l'eau bouillante une plus grande quantité.

Ce sel est très-employé dans les arts; il sert pour la confection du verre blanc, des glaces, des savons durs, etc.

Sesqui-carbonate de soude. Ce sel se rencontre en solution dans l'eau de plusieurs marais dans les Indes orientales; on le trouve aussi dans certains lacs de natron en Hongrie; il cristallise par évaporation spontanée. On le trouve également en Afrique, dans la province de Surena, près de Fezzan, et il est désigné par les habitans de cette contrée sous le nom de *trona*. Il se présente en une masse solide striée, très-dure et inaltérable à l'air, quoique renfermant 20 pour 100 d'eau de cristallisation. Ce sel contient une fois et demie autant d'acide carbonique que le carbonate neutre.

Bi-carbonate de soude. On le trouve en solution dans les eaux de Vichy et du Mont-d'Or. Il se prépare artificiellement en sursaturant le carbonate de soude d'acide carbonique par le procédé que nous avons décrit pour obtenir le bi-carbonate de potasse.

Propriétés. Le bi-carbonate de soude se dépose en une masse solide irrégulière; il est moins soluble que le carbonate neutre. Exposé à l'action du feu, il perd son eau de cristallisation, ensuite la moitié de son acide, et passe à l'état de carbonate neutre indécomposable au feu. Sa solu-

tion est transformée, à l'aide de la chaleur, en sesqui-carbonate. d'où il suit que ce bi-carbonate perd, lorsqu'il est dissous dans l'eau, $\frac{1}{4}$ de l'acide carbonique qu'il contenait.

Ce sel est employé comme réactif dans les laboratoires. Des expériences récentes, tentées par M Robiquet, ont prouvé l'utilité de ce sel dans le traitement de la gravelle. Sa dose est de 5 grammes par litre d'eau, qu'on réitère pendant plusieurs jours en combinant à ce traitement un régime approprié. En raison de l'influence marquée qu'il exerce sur les fonctions de l'estomac, il a été conseillé, par M. D'Arcet, comme un des plus innocens digestifs que l'on connaisse; aussi entre-t-il dans la composition des pastilles dites *digestives*.

Sulfate de soude. Ce sel était connu autrefois sous le nom de *sel de Glauber*, *sel admirable*, *soude vitriolée*; il existe dans la nature à l'état solide, et à l'état de solution dans plusieurs eaux salées. On le trouve, sous le premier état, dans le voisinage des sources d'eaux minérales : il est sous forme pulvérulente ou en masse cristallisée; mais il contient un tiers environ de sels étrangers. On le rencontre aussi mêlé au sulfate de chaux dans un minéral qui a été découvert dans la Nouvelle-Castille, et qui constitue une espèce particulière.

Le sulfate de soude s'extrait des eaux salées, en même temps qu'on en retire le chlorure de sodium pour l'usage ordinaire. C'est ainsi qu'on peut l'extraire des eaux salées de Dieuze et de Château-Salins. Après les avoir concentrées, le sulfate de soude se précipite en flocons blancs combiné à du sulfate de chaux. On recueille ce dépôt, et après l'avoir lavé avec une petite quantité d'eau froide, on le traite par l'eau bouillante qui dissout le sulfate de soude qu'on obtient ensuite cristallisé par évaporation. Tel est le procédé que l'on suivait autrefois; on se procure au-

jourd'hui la plus grande partie de ce sel de la décomposition du chlorure de sodium (sel marin) par l'acide sulfurique.

Propriétés. Le sulfate de soude est incolore, d'une saveur très-amère; il se présente, lorsqu'il est récemment cristallisé, en longs prismes à six pans, terminés par des sommets dièdres ou des pyramides à quatre faces. Sous cet état, ces cristaux sont très-transparens, et renferment 0,58 d'eau de cristallisation. Exposé à l'air, il s'effleurit promptement, et d'autant plus vite que l'air est plus chaud et contient moins d'humidité; il se convertit en une poussière blanche, qui contient encore un peu d'eau combinée. Soumis à l'action du feu, il fond au-dessous de la chaleur rouge, se boursoufle en perdant son eau, se dessèche et éprouve ensuite la fusion ignée sans se décomposer. L'eau en dissout $\frac{1}{3}$ de son poids à la température de + 16°, et l'eau bouillante les $\frac{8}{16}$. La solubilité de ce sel augmente depuis 0 jusqu'à + 33°; mais au-dessus jusqu'à + 100°, elle décroît un peu.

Ce sel est composé de :

Acide sulfurique........	52,78.....	ou	..... 1 atome.
Protoxide de sodium....	47,22.....		..... 1 atome.
	100,00		

Usages. Ce sel est très-employé en médecine comme purgatif; on l'administre à la dose d'une à deux onces : son emploi le plus étendu est pour la fabrication de la soude artificielle. Ce produit est d'autant plus intéressant pour la France, qu'elle a ainsi remplacé les soudes naturelles que nous tirions des pays étrangers, et nous a affranchis de droits considérables dont nous étions tributaires. La soude artificielle, dont le procédé de fabrication est dû à MM. Leblanc et Dizé, se prépare en calcinant au rouge, dans des fours à réverbère, le sulfate de soude formé par la décomposition du sel, avec son poids de craie, et le quart

de son poids de charbon pulvérisé. Dans cette opération, le charbon transforme le sulfate en sulfure, et le carbonate de chaux est décomposé par le sulfure de sodium, d'où résulte du carbonate de soude et du sulfure de calcium. En lessivant avec de l'eau froide le produit de cette calcination, le carbonate de soude est dissous, tandisque le sulfure de calcium peu soluble reste avec les matières insolubles.

Bi-sulfate de soude. Ce sel peut se préparer directement; il est plus soluble que le précédent, cristallise en larges cristaux rhomboïdaux, et est décomposé par une chaleur au-dessous du rouge qui le ramène à l'état de sulfate neutre.

Sulfite de soude. Cristallise en prismes à 4 ou à 6 pans, terminés par des sommets dièdres; sa saveur est fraîche, piquante et sulfureuse. Il se dissout dans quatre parties d'eau, et la chaleur le décompose comme les sulfites de la première section.

Hyposulfite de soude. S'obtient comme celui de potasse; il cristallise en aiguilles fines disposées en houppes soyeuses et qui s'étendent en rayons. Ce sel est déliquescent à l'air, et par conséquent très-soluble dans l'eau. Sa saveur est amère et désagréable.

Sélénite de soude. L'acide sélénieux se combine en trois proportions avec la soude, et forme des sels très-solubles et cristallisables. Le sélénite neutre est plus soluble que le bi-sélénite et le quadri-sélénite.

Phosphate de soude. Ce sel ne se rencontre qu'en solution dans plusieurs liqueurs animales, telles que le sang et l'urine humaine; on le forme directement en saturant par la soude ou le carbonate de soude, l'excès d'acide du phosphate acide de chaux retiré des os; en évaporant et concentrant la liqueur, le phosphate de soude cristallise acilement du jour au lendemain.

Propriétés. Ce sel, à l'état de pureté, est en cristaux transparens prismatiques à bases rhomboïdales, contenant 0,62 d'eau de cristallisation; il a une saveur salée sans aucune amertume. Exposé à l'air sec, il s'effleurit en moins de quelques instans; au feu, il éprouve la fusion aqueuse et ignée, et se convertit en un verre qui devient opaque en se refroidissant. L'eau le dissout en plus grande quantité à chaud qu'à froid. Sa solution ramène au bleu le toursenol rougi par les acides, ce qui l'avait fait regarder autrefois comme un sous-sel; mais, d'après sa composition chimique, on est autorisé à le regarder comme un sel neutre. Ce sel se forme même lorsqu'on évapore et qu'on fait cristalliser une solution de phosphate de soude, qui n'exerce aucune réaction alcaline ni acide; il se dépose des cristaux qui verdissent le sirop de violettes, et l'eau mère devient acide par suite de la décomposition du sel.

Le phosphate de soude calciné éprouve une modification telle dans la disposition de ses molécules qu'il précipite en blanc le nitrate d'argent. Sous cet état on le désigne sous le nom de pyrophosphate de soude.

Usages. Le phosphate de soude est employé à la dose d'une once à deux comme purgatif doux; il est souvent préféré aux autres sels de soude, parce qu'il purge sans produire de tranchées. Il sert dans les laboratoires pour obtenir quelques autres phosphates insolubles.

Bi-phosphate de soude. On l'obtient en combinant au phosphate précédent autant d'acide qu'il en contient; il est très-soluble et cristallise difficilement; ses cristaux contiennent moins d'eau de cristallisation que ceux du sel neutre.

Phosphite et hypophosphite de soude. Ces deux sels sont solubles : le premier cristallise, et le second est incristallisable; ils ont été peu étudiés.

Borate de soude, sous-borate de soude. Ce sel, bien

connu des anciens, a été d'abord désigné sous le nom de *chrysocolle* et ensuite de *borax*. Il existe en solution dans l'eau de plusieurs lacs des Indes orientales et du Thibet, et s'en sépare par évaporation spontanée : on le connaît alors sous le nom de *tinkal*. Dans cet état, il est impur et retient une matière grasse qui, suivant Vauquelin, est à l'état de savon. Ce produit est purifié, en Europe, soit par la calcination, qui brûle la matière organique, soit en le dissolvant dans l'eau et ajoutant de la chaux à la solution, qui en précipite la substance grasse. Aujourd'hui, on fabrique de toutes pièces ce sel, en saturant l'acide borique naturel par le carbonate de soude.

Propriétés. Le borate de soude est en cristaux demi-transparens, ayant la forme de prismes hexaèdres, à côtés inégaux, et terminés par des pyramides trièdres. Sa saveur est alcaline et douceâtre. Il s'effleurit légèrement à l'air; exposé au feu, il se boursoufle beaucoup, et se dessèche ensuite en perdant toute son eau de cristallisation, qui s'élève à 0,46 pour 100. Ainsi privé d'eau, il se présente en une masse légère, poreuse et friable, qu'on connaît sous le nom de *borax calciné*. A une température rouge, il se fond en un verre transparent, qui devient peu à peu opaque à l'air en absorbant un peu l'humidité. L'eau, à la température de $+ 16^{0}$, dissout $\frac{1}{12}$ de son poids de ce sel; l'eau bouillante en dissout $\frac{1}{2}$. La solution aqueuse du borax verdit le sirop de violettes, et ramène au bleu le tournesol rougi par un acide; sous ce rapport, elle se comporte comme le phosphate neutre de soude.

MM. Payen et Buran ont découvert récemment qu'on pouvait, dans quelques circonstances, obtenir le borate de soude cristallisé en octaèdres; mais il ne diffère du précédent qu'en ce qu'il contient seulement 30 centièmes d'eau. Celui-ci paraît offrir un avantage par la plus grande dureté et solidité de ses cristaux.

Usages. Le borax a de nombreux usages. Il sert dans les arts à recouvrir les surfaces métalliques que l'on veut souder ou braser pour les préserver de l'oxidation; dans les laboratoires, on l'emploie pour faciliter la fusion des minerais qu'on réduit par la voie sèche, et pour faire des essais au chalumeau. Comme il jouit de la propriété de se colorer diversement en dissolvant à chaud certains oxides, on profite de cette propriété pour essayer les minéraux qu'on veut examiner. En médecine, il a peu d'usages; il entre dans la composition de quelques gargarismes pour les petites ulcérations de la bouche; sa solution, employée à l'extérieur, est usitée pour faire disparaître les dartres furfuracées qui se manifestent sur la peau.

Les autres combinaisons de l'acide borique avec la soude sont moins stables que celle-ci. L'on sait, d'après Bergman, que le borax dissous dans l'eau absorbe deux fois son poids d'acide borique pour devenir neutre; mais le sel qui en résulte se décompose par la cristallisation.

Nitrate de soude. Ce sel, désigné autrefois sous le nom de *nitre cubique*, a été découvert, il y a quelque temps, au Pérou, près du port de Yquique; on le trouve en couche épaisse d'une grande étendue sous une terre argileuse. On l'obtient dans les laboratoires en saturant le carbonate de soude par l'acide nitrique. Il est blanc, d'une saveur fraîche et piquante, et cristallise en prismes rhomboïdaux anhydres, qui sont un peu déliquescens à l'air. L'eau à $+ 15^0$ en dissout $\frac{1}{3}$ de son poids. MM. Bottée et Riffault ont substitué ce nitrate à celui de potasse dans le dosage du mélange de la poudre à canon; mais cette poudre est difficile à s'enflammer, et brûle lentement.

La grande quantité de ce sel qui est versée dans le commerce, son prix moindre que celui du nitre le font employer avec avantage dans la préparation de l'acide nitrique et dans celle du chrômate de plomb. Il remplace-

rait le nitrate de potasse dans la plupart des opérations où ce sel est usité.

Chlorate de soude. Il se forme dans les mêmes circonstances que celui de potasse, mais il est difficile de l'obtenir pur; aussi, en raison de sa solubilité, on le prépare directement. Ce sel est blanc; il est susceptible de cristalliser en lames carrées; sa saveur est fraîche et piquante; il se comporte au feu comme le chlorate de potasse.

Chlorite de soude. (Chlorure de soude du commerce.)

Ce chlorite se prépare comme le chlorite de potasse, dont il possède toutes les propriétés. On l'obtient pour l'usage de la médecine par deux procédés : 1° en faisant dissoudre 1 kilogr. de carbonate de soude cristallisé dans 4 kilogr. d'eau, et faisant passer dans la liqueur refroidie tout le chlore qui se dégage en dissolvant 180 grammes de peroxide de manganèse de bonne qualité dans l'acide hydrochlorique; 2° en dissolvant dans dix parties d'eau froide une partie de chlorite de chaux, décantant le liquide éclairci et y versant deux parties de carbonate de soude cristallisé dissoutes dans huit parties d'eau, il y a, par suite de la double décomposition, formation de carbonate de chaux insoluble et de chlorite de soude soluble.

Le chlorite de soude du commerce doit décolorer dix-huit volumes de solution de sulfate d'indigo au millième; il s'emploie à l'état liquide et on l'étend d'eau en plus ou moins grande quantité.

On le connaît dans les officines sous le nom de *liqueur de Labarraque*, du nom du pharmacien qui en a préconisé l'usage comme désinfectant; on peut remplacer toujours ce chlorite par ceux à base de chaux et de potasse.

Iodate de soude. On le produit en faisant réagir l'iode sur une solution concentrée de soude : il se précipite en

raison de son peu de solubilité. Cet iodate est sous forme de petits prismes réunis en houppes ou en petits grains ; il jouit de la plupart des propriétés de l'iodate de potasse.

Silicate de soude. Ce sel se produit comme le silicate de potasse. A l'état de silicate bi-basique, il est soluble dans l'eau et se comporte comme le sous-silicate de potasse. La solution de ce sel désigné sous le nom de *verre soluble* dont on empreint le bois, les papiers et les étoffes, les rend difficiles à enflammer et incapables de propager le feu. On s'en est déjà servi à Munich pour les décorations du théâtre de cette ville.

Le sur-silicate de soude fondu et mêlé avec une plus ou moins grande quantité de silicates terreux et métalliques fait la base du verre ordinaire.

Arséniate de soude. La soude se combine en deux proportions avec l'acide arsénique, et produit deux sels qu'on peut préparer directement. L'arséniate neutre de soude cristallise en prismes hexaèdres réguliers; il est très-soluble dans l'eau, et se comporte au feu comme l'arséniate de potasse.

Bi-arséniate de soude. Ce sel est incristallisable, déliquescent à l'air, et diffère essentiellement par ces propriétés du bi-arséniate de potasse.

Arsénite de soude. On le produit facilement en saturant une solution de soude caustique par l'acide arsénieux. Il est très-soluble dans l'eau, se transforme par l'évaporation en un liquide visqueux qui refuse de cristalliser.

Chrômate de soude. Ce sel, obtenu directement, est soluble; il cristallise par évaporation spontanée en tables minces transparentes d'un beau jaune foncé.

SELS A BASE D'OXIDE DE MANGANÈSE.

Le protoxide de manganèse est le seul des trois oxides de manganèse qui forme avec les acides des combinaisons

stables; celles produites par le deutoxide et le peroxide sont facilement décomposées par la chaleur.

Caractères distinctifs des sels à base de protoxide. Blancs ou légèrement rosés, leur solution est précipitée par la potasse, la soude, en flocons blancs qui jaunissent à l'air, et deviennent bruns par la solution de chlore. Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc légèrement lilas, les hydrosulfates un précipité blanc sale. L'infusion de noix de Galle n'y occasione aucun changement.

Caractères distinctifs des sels à base de deutoxide et de peroxide. Rouges vineux plus ou moins foncé; la potasse, la soude et l'ammoniaque forment, dans leur solution, un précipité brun marron; ils sont décolorés par l'acide sulfureux et l'acide phosphoreux ainsi que par leurs sels.

Proto-carbonate de manganèse. Ce sel se rencontre dans la nature; on l'a trouvé à Nagyac, en Transylvanie. Il est en masse dure, compacte, d'une couleur blanche ou rosée; parfois il est cristallisé en rhomboïde : il sert souvent de gangue aux mines de tellure. On le forme par la décomposition du protosulfate de manganèse et du carbonate de potasse : il se présente sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau, qui jaunit un peu à l'air. Chauffé en vases clos, il se décompose, et laisse le protoxide de manganèse à l'état de pureté.

Le deutoxide et le peroxide de manganèse ne peuvent s'unir à l'acide carbonique.

Protosulfate de manganèse. Pour former ce sel, on fait un mélange de peroxide de manganèse et d'acide sulfurique concentré, qu'on chauffe peu à peu jusqu'au rouge dans un creuset de terre. Le peroxide perd une partie de son oxigène qui se dégage à l'état de gaz, et se convertit en protoxide qui se combine à l'acide sulfurique. En traitant par l'eau le résidu de cette calcination, on dis-

sont le protosulfate de manganèse, qu'on peut obtenir cristallisé par concentration de la solution.

Propriétés. Le protosulfate de manganèse cristallise en prismes rhomboïdaux transparens, d'une saveur douceâtre, styptique et légèrement amère : il est inaltérable à l'air. Exposé à une chaleur rouge cerise, il se décompose en donnant de l'acide sulfureux, de l'oxigène et de l'oxide de manganèse intermédiaire au protoxide et au peroxide. L'eau, à la température ordinaire, en dissout environ $\frac{2}{3}$ de son poids.

La solution de ce sel peut servir à marquer le linge. Si, après avoir imprégné un morceau de toile de solution de carbonate de soude, on trace des caractères avec une solution de ce sel, les traits formés brunissent peu à peu à la lumière, et deviennent ineffaçables par l'eau et les solutions alcalines.

Persulfate de manganèse. Ce sel peut s'obtenir en faisant digérer à chaud le peroxide de manganèse, réduit en poudre très-fine, dans l'acide sulfurique concentré. Il en résulte, au bout de plusieurs jours, un liquide fortement coloré en rouge et très-acide. Ce produit, qui est le persulfate acide de manganèse, est incristallisable, il se décompose à l'aide d'une chaleur peu élevée en oxigène, qui se dégage, et en protosulfate de manganèse. L'eau, par son affinité pour l'acide sulfurique, en sépare facilement le peroxide, qui se précipite en flocons bruns marrons. Les acides sulfureux, phosphoreux, le décomposent et le décolorent en ramenant le peroxide à l'état de protoxide.

Protohyposulfate de manganèse. Ce sel est incolore, très-soluble et déliquescent. Il se produit en faisant agir l'acide sulfureux sur le peroxide en suspension dans l'eau, mais il se forme en même temps une certaine quantité de protosulfate qu'on peut séparer par cristallisation. Ce sel est principalement employé pour obtenir l'acide

hyposulfurique. (*Voyez* préparation de cet acide, premier volume.)

Le protosulfite et le protohyposulfite de manganèse n'ont été que peu examinés : ce dernier sel paraît soluble dans l'eau.

Protophosphate de manganèse. La nature offre ce sel, mais il est mêlé au phosphate de fer, et constitue un minéral qui a été découvert aux environs de Limoges. On le forme dans les laboratoires en précipitant le protosulfate de manganèse par une solution de phosphate neutre de soude; il est blanc, insipide, insoluble dans l'eau, susceptible de se dissoudre dans un excès d'acide.

Protoborate de manganèse. Blanc, insoluble, se forme comme tous les borates insolubles.

Protonitrate de manganèse. Le protoxide de manganèse se dissout facilement dans l'acide nitrique faible; mais le peroxide et le deutoxide y sont insolubles. Ce dernier est décomposé en présence de cet acide, et transformé en peroxide insoluble et en protoxide qui se dissout. On peut obtenir le protonitrate de manganèse en ajoutant un peu de sucre ou de gomme au mélange d'acide nitrique et de peroxide de manganèse, et chauffant doucement. Le peroxide est ramené à l'état de protoxide par l'acide nitreux, qui se produit par les élémens du sucre sur l'acide nitrique. Ce sel est incolore, déliquescent, trés-soluble, d'une saveur acide et amère; il cristallise difficilement en aiguilles.

Les autres sels de manganèse ont été peu examinés, et présentent d'ailleurs peu d'intérêt.

Sels a base d'oxide de zinc.

Caractères distinctifs. Sels blancs pour la plupart solubles dans l'eau, et ayant une saveur âcre styptique très-prononcée et désagréable. Leur solution est précipitée en

flocons blancs gélatineux, par la potasse, la soude et l'ammoniaque; mais le précipité est redissous entièrement par un excès de ces alcalis. Le cyanure de fer et de potassium y occasione un précipité blanc; l'hydrosulfate de potasse y produit également un précipité blanc; l'infusion de noix de galle n'y apporte aucun changement: enfin, le zinc n'est précipité de ses sels par aucun métal. (*Voyez* 5ᵉ tableau coloré.)

Carbonate de zinc. Ce sel se rencontre dans la nature en masses ou en petits cristaux déterminés; il constitue un minéral qu'on a confondu long-temps avec la *calamine.* On le trouve en masses concrétionnées en Carinthie et en Angleterre. On le forme facilement par un carbonate soluble et un sel de zinc. Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, et décomposé par la chaleur rouge-obscur qui en dégage tout l'acide carbonique.

Sulfate de zinc. Il est désigné dans le commerce sous les noms de *vitriol blanc*, *vitriol de zinc*, *couperose blanche.* On le rencontre tout formé, mais en petite quantité, en solution dans l'eau des fosses de certaines mines. On l'obtient par deux procédés : celui des laboratoires consiste à dissoudre le zinc dans l'acide sulfurique faible, et à évaporer la dissolution; dans les arts, on grille la blende (sulfure de zinc natif) dans un fourneau à réverbère. Il se forme, par l'action de l'air, des sulfates de zinc, de fer, de cuivre et de plomb, lorsque la blende contient les sufures de ces trois derniers métaux. En lessivant la masse, on dissout les trois premiers sulfates qui sont solubles, et après avoir concentré la liqueur, elle cristallise en une masse blanche qu'on livre dans le commerce comme sulfate de zinc; mais ce sel est impur. On le sépare des sulfates de cuivre et de fer en le redissolvant dans l'eau, faisant bouillir la dissolution avec quelques gouttes d'acide nitrique, pour faire passer le protoxide de

fer à l'état de peroxide, et mêlant à la liqueur de l'oxide de zinc récemment précipité par la potasse. Celui-ci décompose les sulfates de fer et de cuivre, en s'emparant de l'acide sulfurique et précipitant leurs oxides. En laissant reposer la liqueur, la décantant et la faisant évaporer, le sulfate de zinc cristallise à l'état de pureté. On le distingue facilement sous cet état, en ce qu'il forme, avec le cyanure de fer et de potassium et l'hydrosulfate de potasse, des précipités blancs, tandis qu'ils sont plus ou moins colorés lorsque le sel renferme du fer.

Propriétés. Le sulfate de zinc cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces. Ce sel contient, sous cet état, 35,7 d'eau de cristallisation; il est transparent, d'une saveur âcre et styptique. Exposé à l'air, il s'effleurit; au feu, il éprouve la fusion aqueuse, et se dessèche ensuite : à une température élevée, il se décompose en laissant son oxide; à la température ordinaire, l'eau en dissout deux fois et demie son poids.

Sa composition, d'après M. Berzélius, est de :

Acide sulfurique...	30,965...		... 1 atome.
Oxide de zinc......	32,585...	ou	... 1 atome.
Eau..............	36,450...		... 5 atomes.
	100,000		

Usages. Ce sel est employé en médecine. On l'administre, mais à petites doses, à l'intérieur, car c'est un émétique violent. Dissous dans l'eau, il entre dans la composition des lotions astringentes, des collyres, etc.

Sulfite de zinc. Sel soluble, cristallisable, passant à l'état de sulfate à l'air, pouvant s'obtenir en saturant l'acide sulfureux par l'oxide de zinc.

Hyposulfite de zinc. Se forme dans l'action de l'acide sulfureux liquide sur le zinc, ou en faisant bouillir le sulfite de zinc avec de la fleur de soufre. Ce sel cristallise en

prismes alongés et déliés ; il a une saveur âcre, astringente et sulfureuse.

Phosphate de zinc. Blanc, insoluble, fusible en un verre transparent, soluble dans un excès d'acide phosphorique qui le transforme en bi-phosphate.

Nitrate de zinc. S'obtient en traitant le zinc grenaillé par l'acide nitrique faible. Ce sel est soluble ; il cristallise en prismes tétraèdres, qui sont déliquescens à l'air. Sa saveur est très-styptique.

Chlorate de zinc. Préparé en saturant l'acide chlorique par l'oxide de zinc, ce sel cristallise en octaèdres surbaissés ; il est très-soluble dans l'eau : sa saveur est très-astringente, comme celle de tous les sels solubles de zinc.

Tous les autres sels formés par les oxacides sont insolubles lorsqu'ils sont neutres, tels sont les borate, arséniate, arsénite de zinc, etc.

Sels a base d'oxide de cadmium.

Caractères distinctifs. Les sels de cette espèce ont une grande ressemblance avec les sels de zinc ; ils sont pour la plupart solubles, d'une saveur âcre et styptique. Leur solution est incolore ; elle est précipitée en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque, qui en isolent l'oxide de cadmium à l'état d'hydrate ; le précipité est insoluble dans un excès de potasse et de soude, mais redissous facilement par un excès d'ammoniaque ; les carbonates alcalins y produisent un précipité blanc ; mais le précipité formé par le carbonate d'ammoniaque n'est pas soluble dans un excès de ce sel ; l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y occasionent un précipité jaune orangé de sulfure de cadmium. Ce précipité, qui ressemble au sulfure d'arsenic, s'en distingue par son insolubilité dans l'ammoniaque. Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc ; enfin, le zinc en précipite le cad-

mium à l'état métallique, sous la forme de feuilles dendritiques qui s'attachent au zinc. Aucun sel de cadmium n'a encore été rencontré dans la nature.

Carbonate de cadmium. Ce sel s'obtient facilement par double décomposition ; il est sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau. Exposé à une chaleur rouge, il se décompose, et laisse l'oxide de cadmium à l'état de pureté.

Sulfate de cadmium. On le produit directement en faisant agir le cadmium sur l'acide sulfurique étendu d'eau. Le métal se dissout en décomposant l'eau comme le fait le zinc. Ce sel cristallise en gros prismes rectangulaires transparens, ressemblant à ceux du sulfate de zinc ; il est très-soluble dans l'eau, efflorescent à l'air. Soumis à une forte chaleur rouge, il abandonne une partie de son acide, et passe à l'état de sulfate bibasique, moins soluble et cristallisable en paillettes. Le sulfate neutre de cadmium est formé, d'après M. Stromeyer, de :

Acide sulfurique....	28,5230...		... 1 atome.
Oxide de cadmium..	45,9564...	ou...	1 atome.
Eau................	25,5206...		... 4 atomes.
	100,0000		

Ce sel jouit des mêmes propriétés médicinales que le sulfate de zinc.

Phosphate de cadmium. Insoluble, se présente sous la forme d'une poudre blanche, fusible en un verre transparent à une chaleur blanche.

Borate de cadmium. Même état physique que le phosphate. Ces deux sels s'obtiennent, par voie de double décomposition, d'un sel de cadmium soluble avec un phosphate ou un borate.

Nitrate de cadmium. Ce sel se forme par l'action de l'acide nitrique faible sur le cadmium. Il cristallise en prismes ou en aiguilles ordinairement groupées en rayons.

Ce sel est si déliquescent qu'il devient humide, et se liquéfie promptement par son exposition à l'air.

Les autres sels de cadmium n'ont été que peu étudiés.

SELS A BASE D'OXIDE D'ÉTAIN.

Caractères distinctifs des sels à base de protoxide. Incolores; saveur styptique très-prononcée. Leur solution est précipitée en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque; mais le précipité se redissout dans un excès des deux premiers alcalis. Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc; l'acide hydrosulfurique ou les hydrosulfates un précipité brun chocolat. La solution de deutochlorure d'or, mêlée à la solution d'un sel de protoxide d'étain, forme un précipité dont la couleur varie du brun-violet au pourpre, suivant l'état de concentration de la solution saline; enfin, une lame de zinc, plongée dans les sels de protoxide d'étain, en sépare ce métal, qui se précipite alors sous forme de lames cristallisées. (*Voyez* 3e tableau coloré.)

Caractères distinctifs des sels à base de deutoxide. Incolores; leur solution forme, avec la potasse et la soude, un précipité blanc, soluble dans un excès; l'acide hydrosulfurique, ou les hydrosulfates, y occasionent un précipité jaune pâle; le cyanure de fer et de potassium un précipité blanc; le deutochlorure d'or n'apporte aucun changement dans la solution des sels de deutoxide d'étain. (*Voyez* 4e tableau coloré.)

Les oxides d'étain ont généralement peu d'affinité pour les acides, surtout le deutoxide qui, comme nous l'avons indiqué dans l'exposé de ses propriétés particulières, est électro-négatif par rapport aux autres oxides métalliques.

L'acide carbonique ne forme aucun composé avec les oxides d'étain.

Protosulfate d'étain. On produit directement ce sel en traitant à chaud l'étain divisé par l'acide sulfurique concentré. Ce métal est oxidé, aux dépens de l'oxigène, d'une partie de l'acide sulfurique, d'où résulte du gaz acide sulfureux qui se dégage, et du protosulfate d'étain insoluble. Ce sel a été peu examiné; il est blanc, très-peu soluble, même dans un excès d'acide. On peut le former, suivant Berthollet fils, en versant de l'acide sulfurique dans une solution de protochlorure d'étain.

Deuto-sulfate d'étain. En traitant le protosulfate d'étain par un excès d'acide sulfurique, on le transforme, suivant le même auteur, en deuto-sulfate acide par suite d'une suroxidation de l'étain, aux dépens d'une portion de l'oxigène de l'acide sulfurique. Ce sel acide est incristallisable; il est en partie décomposé par l'eau, qui en sépare une portion de deutoxide d'étain. L'analyse de ces deux sels n'ayant pas encore été faite, et leurs propriétés étant peu connues, leur histoire laisse beaucoup à désirer et réclame un nouvel examen.

Protohyposulfite d'étain. C'est le seul des sels formés par les autres acides du soufre qui ait été examiné. Il se produit en mettant l'étain en contact avec la solution d'acide sulfureux: ce dernier est en partie décomposé. L'oxigène de cette partie se porte sur l'étain pour le faire passer à l'état de protoxide, tandis que le soufre, qui est mis à nu, se partage en deux parties: l'une s'unit à une portion d'étain pour former du protosulfure d'étain insoluble, l'autre se combine tout à la fois à l'acide sulfureux et au protoxide d'étain pour produire le protohyposulfite qui est soluble.

Protophosphate d'étain. Par la réaction du phosphate de soude et du protochlorure d'étain, ce sel est blanc, insoluble; chauffé à l'air, il se fond en un verre opaque.

Protoborate d'étain. S'obtient comme le précédent, en

faisant réagir le borate de soude sur le protochlorure d'étain. Ce sel est blanc, insoluble; il se ramollit à une forte chaleur, et se convertit en une espèce de verre opaque.

Protonitrate d'étain. C'est le seul composé d'oxide d'étain et d'acide nitrique qu'il soit possible d'obtenir. On le forme en traitant à froid de petites portions d'étain grenaillé par de l'acide nitrique d'une densité de 1,114. La réaction a lieu avec effervescence et dégagement de chaleur, une partie de l'acide nitrique et de l'eau est simultanément décomposée par l'étain, qui passe à l'état de protoxide; il se dégage de l'azote, et il se produit de l'ammoniaque par l'union de l'hydrogène de l'eau avec une portion du gaz azote naissant. L'ammoniaque ainsi formée reste unie à une partie de l'acide nitrique, et se trouve en solution dans l'eau avec le protonitrate d'étain. Ce sel est incristallisable; il est très-acide. Lorsqu'on chauffe sa solution, elle se trouble, le protoxide d'étain absorbe une nouvelle dose d'oxigène à l'acide nitrique, et se transforme en deutoxide d'étain insoluble. Cette propriété explique bien pourquoi il ne se produit que du deutoxide en traitant à chaud l'étain, même par de l'acide nitrique très-faible : les autres sels d'étain ont été peu examinés.

Sels à base d'oxide de fer.

Caractères distinctifs des sels à base de protoxide de fer. Ils sont d'une couleur verte pâle à l'état de cristaux; leur solution aqueuse, lorsqu'elle est concentrée, a la même couleur; elle précipite en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque; mais ce précipité ne tarde pas à devenir vert sombre au contact de l'air, et ensuite jaune rougeâtre. Ces effets se produisent instantanément en versant sur le précipité une solution de chlore. L'acide hydrosulfurique n'y apporte aucun changement; mais les hydrosulfates y forment un précipité noir; le cyanure de fer

et de potassium y détermine un précipité blanc qui bleuit peu à peu à l'air, et devient d'un bleu foncé par la solution de chlore; l'infusion de noix de galle n'y occasione aucun effet, si le sel est tout-à-fait à l'état de protoxide; mais si on y verse quelques gouttes de solution de chlore, il s'y manifeste aussitôt une couleur noire-bleue. (*Voyez* 1er tableau coloré.)

Caractères des sels à base de tritoxide de fer. Leur solution est jaune-orangé ou rougeâtre, suivant l'état de concentration. La potasse, la soude et l'ammoniaque y déterminent un précipité jaune-rougeâtre (couleur de rouille); l'acide hydrosulfurique ramène le tritoxide de fer à l'état de protoxide, et laisse précipiter du soufre sous forme de poudre blanche-jaunâtre; les hydrosulfates y produisent un précipité noir; le cyanure de fer et de potassium un précipité bleu foncé: le sulfocyanure y développe une couleur rouge de sang sans précipitation; enfin, l'infusion de noix de galle donne immédiatement une couleur noire-bleue. (*Voyez* 2e tableau coloré.)

1. *Protocarbonate de fer.* Ce sel se rencontre abondamment dans la nature. A l'état solide, il forme une variété de mine de fer (fer spathique) qu'on trouve cristallisée en grande quantité en Allemagne, en France et en Espagne. On la trouve aussi en Angleterre et en Écosse; mais elle est mêlée à de l'argile en différentes proportions, et constitue le fer argileux commun des minéralogistes, qu'on exploite dans ces pays pour obtenir le fer. Le protocarbonate de fer se trouve également dissous, à la faveur d'un excès d'acide carbonique, dans la plupart des eaux minérales ferrugineuses.

On le forme directement en faisant agir de l'eau saturée d'acide carbonique sur de la limaille de fer. Ce métal décompose peu à peu l'eau, et le protocarbonate de fer reste en solution à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

Dans les laboratoires, on le prépare en précipitant un sel soluble de protoxide de fer par le carbonate de potasse ou de soude; il se forme un précipité blanc verdâtre floconneux de protocarbonate de fer. Mais ce sel est peu stable dans sa composition, car il change de couleur à l'air. Le protoxide absorbe peu à peu l'oxigène, se transforme alors en peroxide de fer, et la plus grande partie de l'acide carbonique se dégage. Le même effet arrive quand ce sel est dissous dans l'eau par un excès d'acide carbonique et que la solution reste exposée à l'air; alors il se précipite de l'hydrate de peroxide de fer.

Le protocarbonate de fer, préparé comme nous venons de l'indiquer, est employé à l'intérieur comme tonique et emménagogue; il doit être distingué de cette préparation pharmaceutique qu'on désignait autrefois sous le nom de *safran de Mars apéritif*, et qui se préparait en exposant la limaille de fer à l'action de l'air et de l'humidité: ce composé est, comme nous l'avons déjà indiqué, un *hydrate de peroxide de fer*.

Protosulfate de fer. Ce sel se trouve souvent tout formé à la surface des pyrites martiales; il est alors le résultat de l'action de l'air sur ce minéral. On l'obtient par plusieurs procédés: 1° en dissolvant le fer en copeaux ou en limaille dans l'acide sulfurique étendu d'eau. Cette dernière est alors décomposée; son oxigène s'unit au fer et le convertit en protoxide qui se combine à l'acide sulfurique, tandis que son hydrogène se dégage à l'état de gaz, ou se porte en partie sur le carbone pour former une huile particulière. La dissolution du fer dans l'acide sulfurique, concentrée par la chaleur, laisse cristalliser le protosulfate de fer.

Dans les arts, on suit un procédé plus économique. On expose le protosulfure de fer naturel, surtout celui qui est mêlé avec de l'argile, à l'action de l'air, en le disposant en plusieurs tas carrés de deux à trois pieds de haut sur au-

tant de large, qu'on arrose de temps en temps avec de l'eau. Le sulfure de fer absorbe peu à peu l'oxigène de l'air, et se transforme en protosulfate de fer qui cristallise en aiguilles blanches à la surface des morceaux de pyrites. Il se produit dans les mêmes circonstances du sulfate d'alumine, par suite de l'action de l'alumine sur une portion de protosulfate de fer formé. La masse effleurie qui consiste en ces deux sels est lessivée avec de l'eau chaude au bout de quinze à dix-huit mois; en concentrant alors les liqueurs et les plaçant dans des cristallisoirs, le protosulfate cristallise tout entier, et se sépare du sulfate d'alumine qui, en raison de sa grande solubilité, reste dans l'eau mère. Ce dernier sel est utilisé pour la fabrication de l'alun, comme nous l'avons rapporté en traitant de la préparation de ce sel. Le protosulfate de fer est ensuite purifié par plusieurs cristallisations. Il contient parfois du sulfate de cuivre dont on le débarrasse en plaçant des rognures de tôle dans sa solution pour précipiter le cuivre et le faisant ensuite cristalliser.

Propriétés. Le protosulfate de fer cristallise en prismes rhomboïdaux, obliques, transparens, d'un vert d'émeraude; sa saveur est très-styptique. Sous cet état de cristallisation il contient 0,45 d'eau. Exposé à l'air, il s'effleurit un peu, et se recouvre, au bout d'un certain temps, d'une poussière jaunâtre provenant de la formation d'une portion de sous-tritosulfate par l'action de l'oxigène. Chauffé, il éprouve promptement la fusion aqueuse, s'épaissit ensuite, se dessèche et se convertit en une masse blanchâtre (protosulfate de fer desséché). Soumis en cet état à l'action d'une chaleur rouge dans une cornue, il se décompose et fournit du gaz oxigène, du gaz acide sulfureux, des vapeurs blanches très-épaisses et très-acides, qui se condensent par l'abaissement de température en un liquide visqueux très dense, fumant à l'air; enfin le résidu

de cette calcination est du tritoxide de fer qu'on emploie dans les arts sous le nom de *colcothar* ou *rouge d'Angleterre*, et en médecine sous le nom de *safran de Mars astringent*. Le produit liquide, obtenu dans cette opération, consiste, comme nous l'avons établi dans la première partie de cet ouvrage, en acide sulfurique sec, mélangé à de l'acide sulfurique hydraté; on lui donne dans les arts le nom d'*acide sulfurique glacial et fumant de Nordhausen*. Pendant long-temps on a préparé ainsi une partie de l'acide sulfurique dont on avait besoin; mais aujourd'hui la combustion directe du soufre dans les chambres de plomb a remplacé ce procédé, qui n'est plus exécuté que pour quelques branches d'industrie.

L'eau, à la température ordinaire, dissout la moitié de son poids de ce sel; à + 100°, elle peut en prendre les $\frac{3}{4}$. Cette solution aqueuse ne peut se conserver qu'à l'abri de l'air, car elle absorbe peu à peu l'oxigène de l'air, se colore, se trouble ensuite en se transformant en sous-tritosulfate insoluble qui se précipite en poudre jaune, et en persulfate acide qui reste en solution dans l'eau. Le protoxide de fer, dans ce sel, a une si grande affinité pour l'oxigène, qu'il opère la réduction des oxides de plusieurs sels des dernières sections. En présence de l'eau, le chlore, le brôme et l'iode le transforment peu à peu en persulfate.

Le protosulfate est composé, d'après M. Berzélius, de :

Acide sulfurique.....	28,9...	... 1 atome.
Protoxide de fer.....	25,7...	ou... 1 atome.
Eau................	45,4...	... 7 atomes.
	100,0	

Ce sel est désigné dans le commerce sous les noms de *vitriol vert*, *vitriol de Mars*, *couperose verte*; on l'emploie en teinture pour composer les couleurs noires; il entre dans la composition de l'encre, sert pour la fabrication du

bleu de Prusse, etc. En médecine, ses usages sont plus limités, il n'exerce aucune action nuisible sur l'économie. On l'administre à l'intérieur comme astringent et tonique; à l'extérieur sa solution dans l'eau ou le vinaigre est employée comme restrinctif. Il fait aussi partie constituante de plusieurs médicamens composés.

Tritosulfate de fer ou *Persulfate de fer*. On prépare ce sel en saturant l'acide sulfurique avec de l'hydrate de peroxide de fer, et en évaporant le produit jusqu'en consistance sirupeuse. Ce sel est incristallisable, d'une couleur jaune orangé, d'une saveur très-acide et styptique. Il se décompose avec facilité à une chaleur peu élevée. L'eau dissout ce sel en toutes proportions; cette solution est toujours acide, elle devient incolore par un excès d'acide sulfurique. Lorsqu'on évapore cette solution acide, il s'y dépose peu à peu des cristaux octaédriques, incolores, qui, suivant l'analyse de M. Cooper, sont un bi-persulfate de fer.

La solution du persulfate de fer neutre, peut, suivant M. Braconnot, servir à la conservation des pièces anatomiques, et remplacer plus économiquement l'alcool et le deutochlorure de mercure; mais cette solution présente un inconvénient réel, c'est de colorer et d'altérer la surface des parties qui s'y trouvent plongées.

Protohyposulfate de fer. Ce sel est soluble, mais ses propriétés n'ont pas encore été examinées.

Protosulfite de fer. Peu connu, ne peut s'obtenir qu'en combinant le protoxide de fer avec la solution d'acide sulfureux, car en traitant le fer directement par cet acide, il y a décomposition d'une partie de celui-ci; son oxigène se porte sur le fer, et le soufre s'unit à l'autre partie d'acide sulfureux en présence du protoxide de fer formé, pour produire un hyposulfite soluble dans l'eau. Ce sel peut s'obtenir cristallisé par évaporation; exposé à l'air, il s'al-

tère peu à peu en absorbant l'oxigène, et passe à l'état de persulfate de fer.

Protosélénite de fer. Se prépare aisément par le mélange d'un sel soluble de protoxide de fer et du sélénite de potasse. Ce sel est blanc, insoluble; à l'air il se colore par degrés en jaune.

Persélénite de fer. Ce sel se produit par l'addition du sélénite de potasse à un sel de peroxide de fer. Il est sous forme d'une poudre blanche qui devient jaune par la dessiccation. Chauffé, il perd son eau et devient rouge; une température élevée en sépare l'acide sélénieux.

Ces deux sels peuvent se combiner à une proportion d'acide sélénieux égale à celle qu'ils contiennent déjà pour produire des bi-sélénites.

Protophosphate et perphosphate de fer. Insolubles, peuvent être préparés, l'un et l'autre, par décomposition du phosphate de potasse ou de soude par un sel de protoxide ou de peroxide de fer. Le protophosphate se présente sous forme d'une poudre bleuâtre inaltérable à l'air. Ce sel se rencontre dans la nature cristallisé régulièrement ou en masse amorphe d'un aspect terreux; il constitue une variété désignée par les minéralogistes sous le nom de *bleu de Prusse natif.* Ce minéral se trouve à l'Ile-de-France et au Brésil.

Le perphosphate est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau; les acides le dissolvent avec facilité, mais il en est précipité par l'ammoniaque sans altération. Ce dernier sel accompagne un grand nombre de minerais de fer et est la cause des mauvaises qualités qui caractérisent la fonte et le fer qu'on en extrait.

Protoborate de fer. Se forme facilement par décomposition du borate de soude et du protosulfate de fer; il se précipite en flocons blancs qui verdissent à l'air et de-

viennent ensuite jaunes par suite de la suroxidation du protoxide. Ce sel est insoluble, fixe; à une chaleur rouge, il fond en une masse vitreuse noirâtre. Soumis à la même température, à l'action d'un courant de gaz hydrogène sec, il est décomposé et transformé en protoborure de fer.

Nitrate de fer. Parmi les trois oxides de fer, il n'y a que l'oxide intermédiaire et le peroxide qui puissent s'unir à l'acide nitrique, le protoxide passant toujours à l'état de deutoxide ou de peroxide lorsqu'il est en contact avec l'acide nitrique même très-affaibli.

Deutonitrate de fer. Ce sel se produit en projetant peu à peu la limaille de fer dans l'acide nitrique d'une densité égale à 1,160. Le fer se dissout en décomposant tout à la fois l'eau et l'acide nitrique; mais le deutoxide d'azote, qui provient de ce dernier, reste dissous dans le nitrate formé. Ce sel est jaunâtre, d'une saveur acide et styptique; chauffé il se décompose et passe à l'état de sous-trito-nitrate; l'air agit de la même manière. En traitant directement l'oxide intermédiaire, on obtient un sel double cristallisable formé de protonitrate et de pernitrate.

Pernitrate de fer. L'acide nitrique étendu de son poids d'eau attaque vivement le fer métallique, le fait passer à l'état de peroxide qui s'unit à la portion d'acide non décomposée. Ce nitrate est d'une couleur brune rougeâtre, d'une saveur acide et très-styptique, il est incristallisable. Évaporé à siccité il se décompose en laissant dégager l'acide nitrique et laissant le peroxide de fer à nu.

La solution de ce sel, mêlée à du carbonate de potasse en excès, constitue une liqueur alcaline colorée en rouge jaunâtre, employée autrefois comme médicament sous le nom de *teinture martiale et alcaline de Stahl.*

Sels a base de protoxide d'antimoine.

Le protoxide d'antimoine est le seul des oxides qui puisse saturer les acides, le deutoxide et le tritoxide d'antimoine se comportant eux-mêmes comme des corps électro-négatifs à l'égard des autres oxides.

Caractères distinctifs des sels de protoxide d'antimoine. Blancs; pour la plupart insolubles; décomposés par l'eau en sous-sels et et en sur-sels; leur solution est précipitée en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque, mais ce précipité est redissous par un excès des deux premiers; l'acide hydrosulfurique ou l'hydrosulfate de potasse y occasionent un précipité jaune-orangé; une lame de zinc ou de fer, plongée dans la solution de ces sels rendus acides, en précipite promptement l'antimoine à l'état métallique, sous forme de poudre noire qui s'attache en partie à la lame de zinc ou de fer. (*Voyez* 6e tableau coloré.)

Les sels formés par le protoxide d'antimoine et les acides minéraux ont été peu examinés, on n'a bien étudié que les sels doubles que produit cet oxide avec les sels végétaux; ceux-ci jouissent d'une plus grande solubilité et ne sont point décomposés par l'eau comme les premiers. Nous décrirons leurs propriétés lorsque nous traiterons des combinaisons des acides organiques avec cet oxide.

L'acide carbonique ne peut s'unir à aucun des oxides d'antimoine, par conséquent il n'existe point de carbonate d'antimoine.

Protosulfate d'antimoine. Ce sel se prépare en faisant chauffer dans une capsule, ou un vase de terre vernissée, l'antimoine pulvérisé avec cinq fois son poids d'acide sulfurique concentré. Ce métal s'oxide aux dépens d'une partie de l'acide, d'où résulte du gaz acide sulfureux qui se dégage, et une masse blanchâtre de protosulfate acide

d'antimoine. En traitant le résidu de cette opération par l'eau, non-seulement l'excès d'acide est enlevé, mais le sulfate est transformé en sulfate très-acide soluble dans l'eau et en une masse blanche, pulvérulente, insoluble que l'on regarde comme un sous-protosulfate d'antimoine.

Suivant un procédé de M. Philipps, chimiste anglais, ce sel peut être employé avec avantage à la préparation de l'émétique.

Protonitrate d'antimoine. L'antimoine traité par l'acide nitrique faible se dissout, suivant M. Berzélius, et forme un composé soluble duquel une grande quantité d'eau sépare le protoxide d'antimoine.

Les autres composés salins que le protoxide d'antimoine peut former avec les acides n'ont pas été examinés, de manière que l'histoire des sels de cette espèce est très-incomplète.

SELS A BASE D'OXIDE DE BISMUTH.

Caractères distinctifs. Incolores, solubles pour la plupart et cristallisables; leur solution est précipitée en flocons blancs par l'eau qui les fait passer à l'état de sous-sels; la potasse, la soude et l'ammoniaque y produisent des précipités blancs d'oxide de bismuth hydraté; l'acide hydrosulfurique ou les hydrosulfates y forment un précipité noir, le cyanure de fer et de potassium un précipité blanc; enfin une lame de fer, d'étain ou de zinc, en sépare le bismuth à l'état d'une poudre noire.

Carbonate de bismuth. S'obtient par réaction d'un carbonate soluble et d'un sel de bismuth. Il est blanc, insoluble, décomposable par une chaleur peu élevée qui en dégage l'eau et l'acide carbonique.

Sulfate de bismuth. Ce sel se produit par l'action du bismuth sur l'acide sulfurique à l'aide de la chaleur. Une partie de cet acide se décompose pour oxider le bismuth,

et l'autre se combine à l'oxide formé. Ce sel se présente en une masse blanche que l'eau transforme sur-le-champ en sur-sulfate soluble et cristallisable, et en sous-sulfate insoluble, qui contient, d'après M. Berzélius, trois fois autant d'oxide que le sulfate neutre.

Sulfite de bismuth. Obtenu directement, est sous la forme d'une poudre blanche insoluble, même dans un excès d'acide.

Phosphate de bismuth. Préparé en combinant l'hydrate d'oxide de bismuth avec l'acide phosphorique, ce sel est insoluble à l'état de sous-sel, soluble et cristallisable à l'état de phosphate acide.

Nitrate de bismuth. Ce sel se produit facilement en faisant agir l'acide nitrique sur le bismuth métallique. L'action est vive même à froid en employant de l'acide concentré, le bismuth s'oxide aux dépens d'une partie de l'acide nitrique qui passe à l'état de deutoxide d'azote. Lorsqu'on fait usage d'acide étendu de son volume d'eau, et qu'on aide la réaction par une douce chaleur, tout le bismuth est dissous. Le nitrate peut être obtenu à l'état de cristaux par l'évaporation de la dissolution.

Propriétés. Le nitrate de bismuth est toujours acide; il cristallise en prismes tétraèdres transparens, très-gros et courts, terminés par des sommets tétraèdres. Exposé à l'air, il en attire un peu l'humidité; la chaleur le décompose en mettant l'oxide de bismuth à nu; les corps combustibles agissent sur lui comme sur les autres nitrates. L'action que le carbone exerce à chaud sur ce sel est si grande, qu'une portion de ce sel, répandue sur les charbons ardens, fuse avec une vive scintillation accompagnée d'étincelles rougeâtres. L'eau ne peut le dissoudre, elle le décompose en sous-nitrate insoluble et en sur-nitrate so-

luble; l'acide nitrique faible en opère la solution en s'opposant à la décomposition du sel par l'eau.

Le sous-nitrate de bismuth produit par l'eau était désigné autrefois sous le nom de *magistère de bismuth*; on lui a aussi donné le nom de *blanc de fard*, à cause de l'usage qu'on en fait pour se farder la figure. Mais ce blanc a un grand inconvénient qui devrait le faire exclure de la toilette : c'est de rendre la peau rugueuse, et d'un autre côté de noircir par les émanations plus ou moins chargées de gaz hydrosulfurique, qui le transforment en sulfure de bismuth d'une couleur noire.

Cette propriété que possède le nitrate de bismuth d'être décomposé par le gaz hydrosulfurique ou les gaz qui en contiennent, rend ce sel propre à la composition d'une encre qui devient visible en l'exposant à l'action de l'air imprégné de ce gaz. Si, après avoir écrit sur un papier avec une solution de nitrate acide de bismuth, on l'expose dans un flacon au fond duquel on a versé un peu d'eau saturée d'acide hydrosulfurique ou de l'hydrosulfate d'ammoniaque, les caractères tracés qui n'étaient point apparens, même après leur dessiccation, le deviennent tout-à-coup par suite du sulfure de bismuth qui se produit.

Arséniate de bismuth. Blanc, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, se forme en mêlant de l'arséniate de potasse à du nitrate de bismuth; il se produit également en traitant un alliage de bismuth et d'arsenic par l'acide nitrique. Aussi observe-t-on que le bismuth du commerce, qui contient de petites quantités de ce dernier métal, laisse, en se dissolvant dans l'acide nitrique, une poudre blanche qui consiste en cet arséniate.

Les autres sels sont peu connus.

Sels a base de deutoxide de cuivre.

Le protoxide de cuivre se décompose en présence de la

plupart des acides en cuivre métallique et en deutoxide; par conséquent, il n'y a qu'un petit nombre d'acides qui puissent s'y unir sans le décomposer. D'ailleurs, ces sels sont peu solubles et n'ont aucun usage.

Caractères distinctifs des sels à base de deutoxide de cuivre. Tous les sels de cette espèce, cristallisés ou hydratés, sont bleus ou verts; leur solution se distingue par ces deux couleurs tranchées, mais plus généralement elle est bleue. La potasse et la soude caustiques y produisent un précipité bleu-ciel floconneux; l'ammoniaque versée en petite quantité y occasionne un précipité bleuâtre pulvérulent, qui se dissout dans un excès de cet alcali en colorant en bleu foncé la liqueur; le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité rouge-marron; l'acide hydrosulfurique, ou les hydrosulfates, un précipité noir; l'arsénite de potasse un précipité vert d'herbe; l'hydriodate de potasse un précipité jaune brunâtre; enfin, une lame de fer, plongée dans la solution d'un sel de cuivre, se recouvre bientôt d'une couche de cuivre rouge très-distincte: l'effet est surtout instantané si la solution est acide. (*Voyez* 7e tableau coloré.)

Deutocarbonate de cuivre. Ce sel se rencontre dans la nature sous différentes formes et sous des couleurs variées. A l'état anhydre, il est brun noirâtre foncé, et constitue un minéral qui a été trouvé parmi des roches primitives dans la péninsule de l'Indostan. Combiné à différentes proportions d'eau, il affecte une couleur bleue ou vert d'émeraude, et forme alors les variétés désignées sous les noms de *carbonate bleu de cuivre*, *azur de cuivre*, *carbonate vert de cuivre*, *malachite*. Cette dernière variété, en masse concrétionnée, est assez dure pour qu'on puisse, en la taillant et la polissant, en faire des vases d'ornemens ou d'autres objets de luxe.

Le carbonate bleu de cuivre natif, suivant l'analyse qui

en a été donnée, serait différent du carbonate vert (malachite) par une plus grande proportion d'acide carbonique, de même que ce dernier peut être considéré comme un sous-carbonate de cuivre à l'égard du premier. Ces deux minéraux se trouvent dans plusieurs pays en masse ou cristallisés; ils sont souvent associés, et se rencontrent dans les mines de cuivre de la Sibérie, de la Suède, de la Hongrie, de la Grande-Bretagne; on en a trouvé même en France, dans les mines de cuivre de Chessy, près Lyon.

Le deuto-carbonate de cuivre peut se préparer artificiellement par la décomposition du deuto-sulfate de cuivre et du carbonate de potasse. Il est insoluble, vert-pomme à l'état d'hydrate; soumis à une chaleur de + 100°, il devient noir en perdant son eau. A une température rouge obscur, il est décomposé; l'acide carbonique se dégage, et le deutoxide de cuivre reste à l'état d'une poudre noire.

Ce sel se produit toujours dans l'action de l'air et de l'humidité sur le cuivre, et c'est à cette cause qu'il faut attribuer la formation de cette matière verte, bleuâtre, connue vulgairement sous le nom de *vert-de-gris*.

Deutosulfate de cuivre. Ce sel ne se rencontre que rarement dans la nature; il a été trouvé dans le voisinage des mines de cuivre sulfuré, et est le résultat de l'action de l'air sur ce minéral. Il existe en masse ou en cristaux déliés, quelquefois il se trouve en solution dans les eaux qui filtrent à travers les galeries de ces mines de cuivre. Celui qu'on trouve dans le commerce est toujours le produit de l'art; on le connaît depuis long-temps sous les noms de *vitriol bleu*, *couperose bleue*, *vitriol de cuivre*, *vitriol de Chypre*, mot dérivé de celui de Cyprus, nom d'une île où le cuivre fut d'abord extrait et travaillé par les Grecs.

Le deutosulfate de cuivre se prépare par plusieurs procédés. Dans les laboratoires, on pourrait l'obtenir en trai-

tant le cuivre par l'acide sulfurique concentré et bouillant; mais dans les arts, où l'on a besoin d'une grande quantité de ce sel, on l'obtient soit en grillant le sulfure de cuivre naturel à l'air, lessivant le produit de la calcination et évaporant convenablement les liqueurs, soit, comme on le pratique aujourd'hui dans plusieurs manufactures, en saupoudrant des lames de cuivre mouillées avec de la fleur de soufre, les maintenant à une température rouge dans un four, et les plongeant toutes chaudes dans de l'eau pour dissoudre la couche de deutosulfate de cuivre qui s'est formée par le contact de l'air. On répète à plusieurs reprises cette opération, jusqu'à ce que la plus grande partie du cuivre ait été convertie en ce sel.

Une grande partie du sulfate de cuivre qu'on trouve aujourd'hui dans le commerce, est le résultat de la décomposition par le cuivre du sulfate d'argent obtenu dans l'affinage de l'or. Quel que soit le mode de préparation de ce sel, il contient toujours une petite quantité de tritosulfate de fer, dont on le prive aisément en faisant bouillir sa solution aqueuse avec une certaine quantité de deutoxide de cuivre hydraté. Si le sulfate de fer était à l'état de protoxide, il faudrait le transformer en sulfate de tritoxide par un peu d'acide nitrique qu'on ajouterait à la solution bouillante.

Propriétés. Le deutosulfate de cuivre cristallise en gros prismes transparens, d'un beau bleu, dont la forme est variable : on le rencontre ordinairement en octaèdres ou en décaèdres: il contient 0,36 d'eau de cristallisation; sa saveur est très-styptique et désagréable. Exposé à l'air, il s'effleurit, et se recouvre d'une poussière blanche bleuâtre; à une douce chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, perd peu à peu son eau de cristallisation et se transforme en une masse blanche pulvérulente (deutosulfate de cuivre

anhydre). Une température élevée le décompose, et donne les mêmes produits qu'avec le protosulfate de fer.

L'eau, à la température de + 16°, dissout ¼ de son poids de deutosulfate de cuivre, et l'eau bouillante à peu près la moitié de son poids.

Les proportions d'eau, d'acide et d'oxide qui entrent dans la composition de ce sel cristallisé, sont ainsi établies, d'après l'analyse qui en a été faite par M. Berzélius.

Acide sulfurique.........	31,38...	...1 atome.
Deutoxide de cuivre......	32,32... ou	...1 atome.
Eau......................	36,30...	...5 atomes.
	100,00	

Usages. Les principaux emplois de ce sel dans les arts sont pour le chaulage du blé de semence, pour la teinture en noir ou en bleu, et pour la préparation des cendres bleues et du vert de Schéele. Celles-là sont un mélange d'hydrate de deutoxide de cuivre et d'hydrate de chaux; celui-ci est de l'arsénite de cuivre. En médecine, le deutosulfate de cuivre est usité à l'extérieur comme léger escarrotique; il entre dans la composition de certains collyres et de plusieurs médicamens externes. Ce sel est éminemment vénéneux à l'intérieur, comme tous les sels de cuivre solubles. C'est avec lui qu'on prépare, en pharmacie, cette belle liqueur bleue, désignée sous le nom d'*eau céleste*, et qui consiste en une dissolution du deutoxide de cuivre dans l'ammoniaque, obtenue en décomposant le deutosulfate de cuivre par un excès de cet alcali. Cette liqueur, employée parfois comme collyre, s'obtient en dissolvant 32 grains de deutosulfate de cuivre dans un litre d'eau distillée, et ajoutant ensuite 1 gros et demi environ d'ammoniaque au liquide. Le précipité qui se forme d'abord ne tarde pas à se redissoudre dans l'excès d'ammoniaque, en produisant une belle couleur bleu céleste.

Deux autres espèces de sulfate de cuivre sont connues : l'une est le sulfate acide et l'autre le sous-sulfate de cuivre. Le premier est soluble et cristallisable ; il peut être obtenu en combinant l'acide sulfurique avec le sulfate neutre ; le second, en versant une petite quantité de potasse caustique dans une solution de deutosulfate de cuivre ; il se précipite en une poudre verdâtre insoluble. Dans ce sous-sulfate, l'acide est à l'oxide :: 1 : 8.

Protosulfite de cuivre. L'acide sulfureux ne peut s'unir au deutoxide de cuivre ; cet oxide est ramené aussitôt à l'état de protoxide par une partie de l'acide sulfureux qui se trouve transformée en acide sulfurique ; le protoxide produit se combine à l'autre partie d'acide sulfureux, et forme du protosulfite de cuivre qui se précipite en petits cristaux rouges, insolubles dans l'eau, décomposables par l'eau bouillante.

Protohyposulfite de cuivre. L'acide hyposulfureux fait éprouver la même décomposition au deutoxide de cuivre, en le ramenant à l'état de protoxide et s'y combinant. On obtient ce sel en mêlant du deutosulfate de cuivre avec une solution d'hyposulfite de chaux ; il est incolore, d'une saveur douceâtre sans goût métallique.

Deutophosphate de cuivre. Ce sel existe dans la nature, mais il est rare ; on l'a rencontré en masse ou cristallisé en prismes hexaèdres obliquangles, à Rheinbreiderbach près de Cologne ; ce minéral est d'une belle couleur vert-pomme.

On forme facilement ce sel en mêlant un sel de cuivre soluble à du phosphate de soude. Il se précipite aussitôt en poudre bleue verdâtre. Ce sel est insoluble dans l'eau, soluble dans les acides qui le transforment en bi-phosphate. Exposé au feu, il perd son eau et devient brun.

Deutoborate de cuivre. On peut obtenir ce sel en précipitant une solution de sulfate de cuivre par le borate de

soude. Il se présente, au moment de la précipitation, sous la forme d'une gelée d'une couleur vert clair, insoluble dans l'eau.

Deutonitrate de cuivre. Le cuivre mis en contact avec l'acide nitrique étendu de son poids d'eau, est dissous, même à la température ordinaire, avec dégagement de deutoxide d'azote, et le résultat de cette dissolution est du deutonitrate de cuivre qu'on peut obtenir cristallisé par concentration.

Propriétés. Ce sel cristallise en parallélipipèdes allongés, transparens, et d'une belle couleur bleue. Sa saveur est âcre, très-styptique, il est légèrement déliquescent. Exposé au feu, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche, et ensuite se décompose à une chaleur rouge obscur en donnant de l'oxigène, de l'acide hyponitrique et du deutoxide de cuivre pur. L'eau en opère facilement la solution, même à la température ordinaire. Cette solution est d'un beau bleu, et se comporte avec les réactifs comme les sels de cuivre solubles.

Ce sel, mis en contact avec le tissu de la peau, le corrode peu à peu.

Usages. Il est employé pour la préparation des cendres bleues, couleur qu'on forme en mêlant de l'hydrate de chaux à un excès de solution de deutonitrate de cuivre, recueillant le précipité de sous-nitrate de cuivre qui se produit, et le broyant encore humide avec un dixième de son poids de chaux hydratée. Cette dernière portion de chaux décompose le sous-nitrate de cuivre, d'où résulte du nitrate de chaux et un mélange d'hydrate de deutoxide de cuivre et de chaux qui a une couleur bleu-ciel.

Sous-nitrate de cuivre. Ce sel peut, d'après l'observation de Proust, s'obtenir en mêlant à une solution de deutonitrate de cuivre, une quantité de potasse incapable de

le décomposer entièrement; il se précipite en une poudre verdâtre, insoluble dans l'eau.

Deutoarséniate de cuivre. Plusieurs variétés de ce sel se trouvent dans la nature; leur couleur varie du bleu au vert, au brun ou au jaune. Elles ont été rencontrées dans le comté de Cornouailles en Angleterre. Depuis, on en a découvert une variété en France, dans le département de la Haute-Vienne, près de Limoges.

Ce sel s'obtient artificiellement en mêlant ensemble une solution de deutosulfate de cuivre, avec une solution d'arséniate de potasse; il est sous la forme d'une poudre blanche bleuâtre, insoluble dans l'eau.

Deutoarsénite de cuivre. Ce sel a été formé pour la première fois par Schéele, et désigné, à cause de l'emploi qu'il en proposa en peinture, sous le nom de *vert de Scheele*. On l'obtient par la double décomposition de l'arsénite de potasse et du deutosulfate de cuivre; il est en poudre d'une belle couleur vert d'herbe, insoluble dans l'eau et inaltérable à la lumière.

Dans les arts, il est employé pour colorer les papiers de tenture. On forme ordinairement cette couleur en dissolvant une partie de deutosulfate de cuivre dans vingt parties d'eau environ, faisant, d'une autre part, dissoudre une partie d'acide arsénieux pulvérisé et deux parties de *potasse du commerce* dans la même quantité d'eau bouillante. Lorsque ces deux dissolutions sont préparées, on les mêle peu à peu en agitant, et l'arsénite de cuivre qui se produit se précipite. On le laisse déposer de la liqueur qu'on décante, et après l'avoir lavé, on le sèche à une douce chaleur.

Deutochrômate de cuivre. Obtenu par double décomposition du chrômate neutre de potasse et du deutosulfate de cuivre, ce sel est brun jaunâtre, insoluble dans l'eau; il devient brun foncé par la dessiccation; si, lorsqu'il est

humide, on le met en contact avec une solution de potasse caustique, il est converti en sous-chrômate d'une belle couleur vert céladon, qu'on pourrait employer peut-être avec avantage dans la peinture. Nous avons constaté qu'appliqué sur la faïence, il fournissait des fonds d'un vert tendre; mais son prix ne permettrait pas de l'employer pour les poteries communes.

SELS A BASE DE PROTOXIDE DE PLOMB.

Le protoxide de plomb est le seul des trois oxides de ce métal qui soit susceptible de s'unir aux acides pour former des sels.

Caractères des sels à base de protoxide de plomb. Blancs généralement, à l'exception d'un seul (chrômate de plomb). Ceux qui sont solubles sont cristallisables; leur saveur est sucrée et ensuite astringente. Leur solution forme avec la potasse et la soude caustique un précipité blanc floconneux, soluble dans un excès de ces alcalis; l'ammoniaque produit le même effet, mais le précipité reste insoluble dans un excès; l'acide sulfurique ou la solution d'un sulfate y occasione un précipité blanc pulvérulent; l'acide hydrosulfurique ou un hydrosulfate, un précipité noir; le cyanure de fer et de potassium, un précipité blanc; le chrômate de potasse, un précipité jaune orangé; l'iodure de potassium, un précipité jaune serin; enfin une lame de zinc en réduit le plomb, qui se dépose sous forme de lames très-brillantes. (*Voyez* 8[e] tableau coloré.)

Tous les sels de cette espèce, solubles, sont vénéneux; quelques-uns de ceux qui ne peuvent se dissoudre dans l'eau agissent néanmoins sur l'économie, en se transformant en composés solubles dans les organes digestifs.

Protocarbonate de plomb. Plusieurs variétés de cette espèce se rencontrent dans la nature, soit en masse ou en cristaux réguliers. L'une de ces variétés est désignée, à

cause de sa pureté, sous le nom de *mine de plomb blanche*.

Ce sel se forme dans quelques circonstances où le plomb se trouve en présence tout à la fois avec l'air, l'humidité et le gaz acide carbonique; mais c'est toujours en petite quantité. On l'a d'abord désigné dans le commerce sous le nom de *blanc de plomb*, *céruse*. Son mode de préparation, exécuté d'abord en Hollande, consistait à exposer des lames minces de plomb dans des pots couverts, contenant au fond une petite quantité de vinaigre, et à les maintenir ainsi enfouis dans du fumier pendant un temps assez long. Le plomb, dont l'oxidation est déterminée par les vapeurs acides, se combinait peu à peu à l'acide carbonique qui pénétrait dans les pots et se convertissait en une couche superficielle de carbonate de plomb. Ce procédé très-long est abandonné aujourd'hui; on prépare directement ce sel, pour les besoins des arts, en faisant agir le gaz acide carbonique sur le sous-acétate de plomb.

Dans les laboratoires on l'obtient, ou par ce procédé, ou par double décomposition d'un sel de plomb et d'un carbonate.

Propriétés. Ce sel est blanc, insipide, insoluble dans l'eau ordinaire, susceptible de se dissoudre dans l'eau chargée d'acide carbonique; exposé à une douce chaleur, il se décompose, devient jaune en perdant son acide carbonique, et passe à l'état de protoxide de plomb pur. Mis en contact avec les charbons ardens, il est promptement réduit et fournit des globules de plomb.

Sa composition, d'après M. Berzélius, est de :

Acide carbonique........	16,5.....	1 atome.
Protoxide de plomb......	83,5.....	1 atome.
	100,0	

Le carbonate de plomb est très-employé dans les arts, surtout dans la peinture à l'huile. Celui qui est pur est désigné sous le nom de *blanc d'argent* par les artistes; il ne

sert que pour les peintures fines. L'autre est souvent mélangé, soit avec de la craie (carbonate de chaux), soit avec du sulfate de barite, et n'est usité que dans la peinture en bâtimens. Les fabricans de faïence le font entrer dans la composition de leurs émaux.

Sulfate de plomb. La nature offre ce sel tout formé, mais en petite quantité; il s'y rencontre cristallisé en prismes tétraèdres ou en octaèdres réguliers. On l'a trouvé en Russie, en Écosse, en Espagne et en Allemagne.

Ce sel peut se préparer directement en traitant à chaud le plomb réduit en limaille par l'acide sulfurique concentré. Une partie de l'acide oxide le métal et se transforme en acide sulfureux qui se dégage; l'autre s'unit au protoxide pour former le sulfate de plomb. Mais, sans contredit, le procédé le plus simple est la décomposition d'un sel de plomb soluble. C'est même par ce moyen qu'est produit tout le sulfate de plomb qu'on trouve dans le commerce et qui est un résidu de semblables décompositions.

Propriétés. Le sulfate de plomb est sous la forme d'une poudre blanche, insipide, insoluble dans l'eau et les acides faibles; soluble, mais en très-petite quantité, dans un excès d'acide sulfurique concentré. Exposé à l'action du feu dans des vases fermés, il fond et supporte une température assez élevée sans se décomposer. Chauffé en contact avec le charbon et l'air, il fournit peu à peu du plomb métallique.

Ce sel est composé, d'après M. Berzélius, de :

Acide sulfurique........	26,32.....	1 atome.
Protoxide de plomb.....	73,68.....	1 atome.
	100,00	

Usages. On a proposé de tirer parti de la grande quantité de sulfate de plomb qui est produite dans plusieurs opérations, soit pour la confection du cristal, soit pour celle de l'émail de la faïence, car ce sel, en contact à une

haute température avec la silice, se décompose; l'oxide de plomb s'unit à la silice pour former un silicate, et l'acide sulfurique est chassé à l'état de gaz acide sulfureux et de gaz oxigène. Plusieurs applications de ce sel dans la peinture à l'huile ont démontré qu'il pouvait être employé dans cet art à la place du blanc de plomb. Cette peinture, moins susceptible de noircir que celle faite avec le carbonate de plomb, jouit d'un autre avantage dont l'insolubilité de ce sel explique la raison, c'est de mettre les peintres à l'abri des coliques qui les affectent, et qui sont dues à l'absorption du blanc de plomb dont ils font ordinairement usage.

Quelques essais tentés par un jeune peintre, M. Chané, dont les produits ont figuré à l'exposition de 1827, ont fait connaître tout ce qu'il était possible d'attendre de cette application à la peinture.

Protosulfite de plomb. Obtenu par une union directe du protoxide et de l'acide sulfureux, ce sel est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau. Chauffé au rouge, il se décompose, et donne de l'acide sulfureux, du sulfate et du sulfure de plomb.

Protohyposulfite de plomb. Ce sel peut se préparer en versant du nitrate de plomb dans la solution d'un hyposulfite alcalin; il se précipite en poudre blanche. Ainsi obtenu, il est très-peu soluble, devient noir en se décomposant à une température au-dessus de 100°; il prend feu et brûle avec une faible lumière, à une chaleur plus élevée, en répandant du gaz acide sulfureux et laissant un résidu noir formé de sulfate et de sulfure de plomb.

Sélénite de plomb. Poudre blanche, insoluble, fusible, décomposable à une chaleur blanche en acide sélénieux qui se sublime, et en sous-sélénite de plomb qui reste en fusion et se prend en une masse cristalline par refroidissement.

Protophosphate de plomb. L'acide phosphorique se combine, suivant M. Berzélius, en trois proportions avec le protoxide de plomb.

Le phosphate neutre se rencontre dans la nature ; il constitue deux minéraux particuliers, cristallisés, et variables par leur couleur : l'un est désigné sous le nom de *plomb phosphaté brun*, l'autre sous celui de *plomb phosphaté vert*.

On obtient artificiellement ce sel par double décomposition d'un phosphate neutre soluble et du nitrate de plomb ; il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide phosphorique ou nitrique. Exposé au feu, il se fond, et prend par le refroidissement la forme d'un polyèdre régulier. Calciné avec le charbon, il est décomposé, d'où résulte du gaz acide carbonique et du gaz oxide de carbone, du phosphore et du plomb qui reste combiné à une petite quantité de phosphore.

Le *sur-phosphate* se produit en versant du bi-phosphate de soude dans une solution de nitrate de plomb ; il se précipite en poudre blanche qui rougit le tournesol.

Le *sous-phosphate* est le résultat de l'action de l'ammoniaque liquide sur le phosphate neutre ; il est blanc, insoluble comme les deux premiers, verdit le sirop de violettes, et contient une demi-proportion de plus de protoxide que le phosphate neutre.

Protophosphite de plomb. On forme ce sel par décomposition d'un phosphite soluble et d'un sel de plomb. Il se présente en une poudre blanche, insoluble, qui donne, par la chaleur, du phosphore et du gaz hydrogène phosphoré, et du sous-phosphate de plomb.

Protoborate de plomb. Ce sel se forme par double décomposition d'un sel de plomb et d'un borate soluble ; il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau. A une cha-

leur rouge, il fond et fournit un verre transparent, incolore.

Protonitrate de plomb. Le plomb, traité à chaud par l'acide nitrique, se dissout avec dégagement de gaz deutoxide d'azote, et se transforme en protonitrate de plomb. On forme plus directement ce sel en saturant l'acide nitrique étendu avec du protoxide de plomb, et évaporant convenablement la dissolution pour que le sel cristallise.

Propriétés. Le nitrate de plomb, à l'état de pureté, se présente en cristaux blancs, tétraèdres, dont les sommets sont tronqués : sa saveur est âpre, sucrée et un peu astringente. Il est inaltérable à l'air ; chauffé brusquement, il décrépite d'abord en abandonnant l'eau interposée entre ses cristaux, se ramollit ensuite et se décompose en fournissant de l'oxigène, de l'acide hyponitrique en vapeurs et du protoxide de plomb. L'eau, à la température ordinaire, en dissout environ $\frac{1}{8}$ de son poids, et l'eau bouillante une plus grande quantité.

Protonitrate de plomb bibasique. Ce sous-sel s'obtient en faisant bouillir dans l'eau un mélange de parties égales de protonitrate de plomb et de protoxide réduit en poudre fine ; comme il est plus soluble à chaud qu'à froid, il se précipite en écailles nacrées de la liqueur filtrée bouillante. Ce sous-sel renferme, d'après MM. Berzélius et Chevreul, une quantité de protoxide double de celle qui constitue le nitrate neutre.

Protonitrite de plomb. D'après MM. Berzélius et Chevreul, on peut former trois sous-espèces de ce sel, savoir : un *nitrite neutre*, un *nitrite bibasique* et un *nitrite quadribasique*.

On obtient le nitrite quadri-basique, en faisant bouillir dans l'eau parties égales de nitrate de plomb et de plomb réduit en lames minces. Ce métal est oxidé aux dépens d'une certaine quantité d'oxigène de l'acide nitrique, d'où

résulte de l'acide nitreux qui s'unit au protoxide de plomb pour constituer le nitrite quadribasique. Ce sel, moins soluble à froid, se précipite en petites aiguilles d'un rouge de brique, qui se réunissent en étoiles.

Le *nitrite bibasique* se prépare en faisant passer un courant de gaz acide carbonique à travers une solution du sel précédent; la moitié du protoxide de plomb est séparée à l'état de carbonate. Si, après avoir filtré la liqueur, on l'évapore convenablement, le nitrite bibasique cristallise.

Ce sel se présente en écailles jaunes, qui sont inaltérables à l'air. L'eau, à la température ordinaire, en dissout $\frac{1}{100}$ environ, et l'eau bouillante $\frac{9}{100}$. Cette solution ramène au bleu le tournesol rougi. Exposée à l'air, elle absorbe peu à peu l'acide carbonique, et laisse précipiter à l'état de carbonate une partie de l'oxide de plomb. Les acides nitrique, sulfurique, la décomposent en s'unissant au protoxide, et mettant à nu l'acide nitreux, qui se décompose aussitôt avec dégagement de vapeurs d'acide hyponitrique.

Protonitrite de plomb. On prépare ce sel en versant dans une solution chaude de nitrite bibasique assez d'acide sulfurique étendu pour précipiter la moitié de l'oxide qu'il contient. En abandonnant la liqueur filtrée à une évaporation spontanée, le nitrite cristallise en octaèdres d'un jaune foncé. Ce sel est plus soluble que les précédentes espèces.

Protochlorate de plomb. Ce sel se forme en saturant l'acide chlorique par le protoxide de plomb. Il est blanc, soluble, et cristallise en lames brillantes.

Protobrômate de plomb. D'après l'observation de M. Balard, comme le brômate de potasse ne précipite point les sels de plomb, on doit en inférer que ce sel est soluble. Du reste, ce sel n'a pas encore été examiné.

Protoiodate de plomb. Obtenu par voie de décompo-

sition, il est blanc, insoluble, décomposable par la chaleur.

Silicate de plomb. Ce sel s'obtient facilement en faisant fondre la silice avec le protoxide de plomb; il entre dans la composition de plusieurs espèces de verre, ainsi que dans l'émail des faïences et poteries. Il est plus fusible que les silicates de chaux, de potasse et de soude. Ce silicate augmente la densité du verre ainsi que son pouvoir réfringent et dispersif pour la lumière. Il fait la base du cristal artificiel et des émaux.

Protoarséniate de plomb. Ce sel existe dans la nature; il a été rencontré dans plusieurs parties de l'Angleterre et même de la France. Il cristallise en prismes larges ou en petits cristaux d'une couleur jaune d'ambre.

On le prépare facilement en mêlant un sel de plomb soluble à une solution d'arséniate neutre de potasse ou de soude. Ce sel est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, fusible à une chaleur au-dessus du rouge. Calciné avec le charbon, il est décomposé et fournit de l'arsenic métallique qui se sublime, et du plomb métallique par suite de la désoxidation de l'acide et de l'oxide.

Protoarsénite de plomb. S'obtient par l'arsénite de soude et le nitrate de plomb. Ce sel est blanc, insoluble dans l'eau, se décompose par la chaleur en arsenic et en sous-arséniate.

Protochrômate de plomb. Ce sel se trouve dans la nature; il constitue la mine de plomb rouge de Sibérie, comme Vauquelin l'a constaté en 1797. Ce minéral rare se rencontre cristallisé en prismes tétraèdres translucides, d'une belle couleur rouge d'hyacinthe.

On le forme par voie de décomposition du chrômate neutre de potasse, et du nitrate ou acétate de plomb; il se précipite alors en poudre d'une couleur jaune orangée très-éclatante.

Propriétés. Ce chrômate est insoluble dans l'eau ; il se dissout sans éprouver de décomposition dans l'acide nitrique. Chauffé avec une solution faible de potasse ou de soude caustique, il acquiert une couleur rouge orangée, et passe à l'état de chrômate de plomb bibasique. Exposé à l'action du feu, il se décompose, abandonne de l'oxigène, et laisse pour résidu de l'oxide de chrôme et du protoxide de plomb.

Usages. Il est employé dans la peinture sur toile et sur bois. Son application à la couverte de la faïence a été faite pour la première fois par M. Thibault, fabricant de faïence à Montereau. Il sert également, comme nous l'avons indiqué, à la teinture des étoffes de laine, de soie, de lin et de coton, et fournit ainsi des teintes solides qu'on peut faire varier, et qui sont inaltérables à froid par le savon.

Proto-vanadate de plomb. Il existe deux espèces : le vanadate neutre qui est jaune à l'état d'hydrate, devient ensuite blanc ; le bi-vanadate est d'un beau jaune inaltérable, et insoluble dans l'eau.

Un sous-vanadate existe dans un minéral de Zimapan qui a été regardé comme un chrômate de plomb naturel.

SELS A BASE D'OXIDE DE MERCURE.

Caractères des sels à base de protoxide. Blancs à l'état neutre ; saveur âcre très-styptique ; leur solution est précipitée en flocons noirs par la potasse, la soude et l'ammoniaque ; l'acide hydrochlorique ou la solution d'un chlorure y produit un précipité blanc insoluble dans l'eau et les acides ; l'acide hydrosulfurique ou un hydrosulfate, un précipité noir ; l'iodure de potassium un précipité jaune verdâtre, le chrômate de potasse, un précipité rouge ; enfin une lame de cuivre plongée dans la solution d'un sel quel-

conque de cette espèce se recouvre, en peu de temps, d'une couche grisâtre de mercure qui prend l'éclat brillant et argentin par le frottement. (*Voyez* 9ᵉ tableau coloré.)

Caractères des sels à base de deutoxide. Couleur et saveur analogues à celles de l'espèce précédente ; leur solution forme avec la potasse, la soude et l'eau de chaux, un précipité jaune orangé ; l'ammoniaque y produit un précipité blanc tout à fait insoluble ; l'acide hydrochlorique n'y occasione aucun changement, si elle est étendue d'eau ; l'acide hydrosulfurique, un précipité d'abord blanc et qui devient noir ensuite ; l'iodure de potassium, un précipité rouge-coquelicot ; la lame de cuivre en réduit aussi le mercure à l'état métallique. (*Voyez* 10ᵉ tableau coloré.)

Tous les sels de mercure, à quelque degré d'oxidation qu'ils se trouvent, sont décomposés par le feu et donnent une portion de mercure à l'état métallique, et la totalité si on les chauffe en présence d'une base qui ait plus d'affinité avec les acides que n'en a l'oxide de mercure qui leur est combiné.

Si l'on plonge une lame d'or dans la solution d'un sel mercuriel, il n'y a aucun effet produit, mais en mettant en contact une partie de sa surface avec une lame d'étain, en peu de temps, elle blanchit par la précipitation du mercure.

Protocarbonate de mercure. Ce sel ne peut se produire directement, mais si l'on mêle du bi-carbonate de potasse à une solution de protonitrate de mercure, il se produit un précipité blanc, floconneux, qui jaunit un peu à l'air ; ce précipité, après avoir été lavé à l'eau froide et séché, se présente sous la forme d'une poudre blanche grisâtre, micacée et très-douce au toucher. Il se dissout avec vive effervescence dans l'acide nitrique faible et devient noir par son contact avec une solution de potasse.

Le deutoxide de mercure ne paraît pas s'unir à l'acide

carbonique, car lorsqu'on verse du bi-carbonate de potasse dans un sel de deutoxide de ce métal, on détermine un précipité jaune orangé qui devient peu à peu rouge de brique, et se dissout après avoir été lavé, sans effervescence, dans les acides. On remarque toutefois que la liqueur où ce précipité a été formé laisse dégager une multitude de petites bulles dues sans doute à de l'acide carbonique.

Protosulfate de mercure. Dans l'action de l'acide sulfurique à chaud sur le mercure, il se forme du protosulfate ou du deutosulfate suivant le rapport de l'acide au métal. En faisant chauffer une partie de mercure et une demi-partie d'acide sulfurique concentré, ce métal s'oxide aux dépens d'une portion de l'acide qui se trouve transformé en acide sulfureux qui se dégage, tandis que le protoxide produit s'unit à l'autre portion d'acide non décomposée pour constituer le protosulfate qui se présente en une masse blanche.

On obtient plus facilement ce sel par la double décomposition d'un sulfate soluble et du protonitrate de mercure; il se précipite alors en poudre blanche, insoluble. Exposé à l'action du feu, le protosulfate de mercure se décompose, une petite partie se sublime, l'autre fournit du gaz oxigène provenant de la réduction de l'oxide et d'une partie de l'acide sulfurique décomposé, de l'acide sulfureux et du mercure.

Ce sel est principalement employé pour la préparation du protochlorure de mercure; alors on le prépare directement comme nous l'avons indiqué.

Deutosulfate de mercure. On prépare ce sel en traitant à chaud le mercure par son poids d'acide sulfurique concentré. La réaction est la même que pour la formation du protosulfate; seulement comme l'acide est en excès, le mercure passe à l'état de deutoxide dans cette circon-

stance. On exécute cette opération en plaçant le mercure et l'acide sulfurique dans une capsule de porcelaine sous une cheminée qui tire bien, ou dans une cornue de grès disposée convenablement dans un fourneau à réverbère, pour se mettre à l'abri du gaz acide sulfureux qui se dégage pendant l'opération. On chauffe légèrement jusqu'à cessation du dégagement du gaz; on trouve alors au fond de la cornue, après le refroidissement, une masse blanche acide qui est le deutosulfate acide de mercure.

Propriétés. Ce sel mis en contact avec l'eau, est peu à peu décomposé; ce liquide enlève d'abord l'acide qui est en excès et transforme ensuite le deutosulfate en deutosulfate acide qui se dissout, et en sous-deutosulfate insoluble qui se précipite en poudre jaune. Cet effet est instantané quand on verse de l'eau chaude qui réagit plus promptement que l'eau froide. C'est le sous-deutosulfate de mercure obtenu dans cette action de l'eau sur le deutosulfate, que les anciens chimistes et médecins désignaient sous le nom de *turbith minéral*, à cause de sa couleur jaune analogue à celle de la racine qui porte ce nom.

Usages. Le deutosulfate neutre de mercure est usité pour la préparation du deutochlorure de mercure. Le sous-deutosulfate est employé en médecine : il entre dans quelques préparations externes.

Les combinaisons de l'acide hyposulfurique avec les oxides de mercure n'ont pas été étudiées; elles paraissent devoir exister, car en mettant en contact l'acide hyposulfurique ou les hyposulfates avec les sels de mercure, il n'y a point de réduction, mais précipitation d'un sel blanc peu soluble qui paraît être un hyposulfate de mercure.

L'acide sulfureux ne peut se combiner ni avec le protoxide, ni avec le deutoxide de mercure. Il désoxigène entièrement le premier, et ramène le second à l'état de pro-

toxide, qui se combine alors avec l'acide sulfurique produit pour former du protosulfate de mercure.

Protosélénite de mercure. On obtient ce sel par décomposition du sélénite de potasse et d'un sel de protoxide de mercure. Il est blanc, insoluble, fusible, et peut se volatiliser sans altération.

Deutosélénite de mercure. On le prépare par la saturation de l'acide sélénieux avec le deutoxide de mercure; il est blanc, volatil, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide sélénieux qui le transforme en bi-sélénite, susceptible de cristalliser en prismes striés longitudinalement.

Protophosphate de mercure. Produit par double décomposition d'un phosphate soluble et d'un sel de protoxide de mercure; il est blanc, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide nitrique. Ce sel, exposé au feu, se décompose; il donne de l'oxigène, du mercure et de l'acide phosphorique.

Deutophosphate de mercure. Ce sel jouit des mêmes propriétés que le précédent, et s'obtient de la même manière.

Les acides phosphoreux et hypophosphoreux ne peuvent s'unir avec les oxides de mercure; ils les décomposent et en séparent le mercure à l'état métallique.

Protoborate de mercure. Préparé par double décomposition d'un borate soluble et du protonitrate de mercure. Il est blanc jaunâtre, insoluble dans l'eau. Ce sel n'a point été examiné.

Deutoborate de mercure. En versant une solution de borate de soude ou de potasse dans un sel de deutoxide de mercure, il y a production d'un précipité rouge orangé que l'on regarde comme un deutoborate, mais aucune expérience ne justifie cette opinion.

Protonitrate de mercure. Ce sel se prépare en traitant à

une chaleur modérée le mercure par son poids d'acide nitrique pur à 25 degrés. Dans cette opération, le mercure s'oxide en décomposant une partie de l'acide nitrique, d'où résulte du gaz deutoxide d'azote qui se dégage. Lorsque l'acide est saturé, et que par suite de l'ébullition la liqueur commence à se troubler, on la retire du feu, et après l'avoir décantée du dépôt qui s'est formé et de l'excès de mercure qui a été employé, elle fournit par le refroidissement des cristaux blancs prismatiques de protonitrate de mercure.

Propriétés. Ce sel est blanc, d'une saveur âcre et très-styptique; il rougit le tournesol. Mis en contact avec l'eau froide; il est décomposé en protonitrate acide qui se dissout, et en sous-protonitrate insoluble; l'eau chaude produit le même effet; seulement le précipité est jaune verdâtre, et désigné alors en pharmacie sous le nom de *turbith nitreux*: il contient plus de protoxide que le sous-nitrate obtenu avec l'eau froide. C'est en raison de l'action qu'exerce l'eau sur ce sel qu'on est obligé d'ajouter de l'acide nitrique à ce liquide pour le dissoudre entièrement.

Usages. Ce sel est employé pour la préparation du deutoxide de mercure, comme nous l'avons rapporté dans le premier volume. Dissous dans l'eau aiguisée d'acide nitrique, il sert aussi à obtenir le précipité blanc (protochlorure de mercure).

Deutonitrate de mercure. On peut obtenir ce sel en dissolvant le deutoxide de mercure dans l'acide nitrique, ou en traitant directement à chaud le mercure par deux fois son poids d'acide nitrique à 35 degrés. La dissolution étant opérée, on continue de faire bouillir la dissolution jusqu'à ce qu'elle ne précipite plus la solution de chlorure de sodium, ce qui indique que tout le mercure a été porté à l'état de deutoxide et transformé en deutonitrate. Lorsqu'on est

arrivé à ce point, on évapore la dissolution en consistance sirupeuse; et, en l'abandonnant à elle-même, elle cristallise en une masse confuse, composée d'un grand nombre d'aiguilles blanches.

Propriétés. Le deutonitrate de mercure est blanc, acide, plus âcre et plus caustique que le protonitrate. Mis en contact avec l'épiderme, il le tache en noir en peu de temps. Exposé à l'air, il en absorbe l'humidité, et se résout en un liquide incolore très-caustique. L'eau chaude agit sur ce sel comme sur le précédent, et le transforme en sous-deutonitrate blanc insoluble, et en nitrate acide soluble. Suivant MM. Guibourt et Henry, le sous-sel obtenu dans cette circonstance est jaune, lorsque le deutonitrate qu'on emploie contient du protonitrate. (*Pharmacopée raisonnée*, t. II, p. 334.) Les auteurs que nous venons de citer expliquent ainsi comment on avait admis généralement que le deutonitrate donnait avec l'eau un précipité jaune nommé *turbith nitreux*. Cet effet, qui est dû à l'action de l'eau sur le protonitrate que peut contenir le deutonitrate, prouve que ce nom ne convient réellement qu'au *sous-protonitrate de mercure*, qui est jaune par lui même.

Usages. Ce sel, dissous dans l'eau, est employé comme caustique dans un grand nombre de cas chirurgicaux; il forme la base de l'*eau mercurielle*, employée à l'extérieur, comme phagédénique, pour laver les ulcères ou chancres vénériens; il entre aussi dans la composition de la pommade citrine, qui n'est qu'un mélange de ce sel et d'axonge de porc. On s'en sert pour feutrer les poils de lièvre et de lapin. Les doreurs en font usage pour appliquer l'or et l'argent sur le cuivre, etc.

Protochlorate de mercure. Obtenu par la décomposition du chlorate de potasse dissous dans l'eau et du protonitrate de mercure, il est pulvérulent, jaune verdâtre, insoluble dans l'eau. Exposé brusquement au feu, il se

décompose avec une légère détonation et flamme rougeâtre.

Deutochlorate de mercure. Préparé directement en saturant l'acide chlorique par le deutoxide; il est soluble dans l'eau, d'une saveur styptique très-prononcée, susceptible de cristalliser en aiguilles blanches. La chaleur le décompose, en dégage de l'oxigène, et le convertit en protochlorure de mercure.

Protobrômate de mercure. Formé par le brômate de potasse et le protonitrate; il est insoluble, blanc jaunâtre, soluble dans l'acide nitrique.

Protoiodate de mercure. Blanc, insoluble; s'obtient par double décomposition.

Deutoiodate de mercure. Soluble, analogue par ses propriétés au deutochlorate.

Protoarséniate et protoarsénite de mercure. Blancs jaunâtres, insolubles; se préparent par double décomposition d'un arséniate ou arsénite avec un sel de protoxide de mercure.

Deutoarséniate et deutoarsénite de mercure. Blancs, insolubles; même préparation que les deux précédens.

Protochrômate de mercure. Le chrômate de potasse, versé dans la solution du protonitrate de mercure, y détermine sur-le-champ la formation d'un précipité de protochrômate de mercure.

Ce sel est sous forme d'une poudre rouge qui brunit peu à peu à la lumière; il est insoluble dans l'eau. Exposé à l'action du feu dans une cornue, il se décompose, fournit de l'oxigène, du mercure, et laisse pour résidu du protoxide de chrôme pur. C'est sur cette décomposition qu'est fondé l'ancien procédé pour obtenir l'oxide vert de chrôme.

Deutochrômate de mercure. S'obtient comme le proto-

chrômate; il est insoluble, d'une belle couleur rouge vif, et se comporte au feu comme le précédent.

Sels a base d'oxide d'argent.

Caractères distinctifs. Ces sels sont pour la plupart blancs, insolubles ou peu solubles. Leur solution est incolore, d'une saveur âcre et acerbe; la potasse et la soude y forment un précipité gris noirâtre, soluble dans l'ammoniaque; l'acide hydrochlorique ou la solution d'un chlorure y produit un précipité blanc caillebotté, insoluble dans l'eau et les acides, mais soluble dans l'ammoniaque; le précipité exposé à la lumière solaire ne tarde pas à devenir violet; l'acide hydrosulfurique ou les hydrosulfates y occasionent un précipité noir; le cyanure de fer et de potassium, un précipité blanc; l'iodure de potassium, un précipité blanc, insoluble dans les acides et l'ammoniaque; le chrômate de potasse, un précipité brun rougeâtre qui brunit par son exposition à la lumière; enfin une lame de zinc ou de cuivre en précipite l'argent sous forme de petites aiguilles fines, disposées en houppes légères. (*Voy.* 11[e] tableau coloré.)

Carbonate d'argent. On trouve ce sel dans la nature, mais il est rare; il se présente en masse grisâtre, ou disséminé à travers d'autres minéraux; il a été rencontré dans la mine de Winceslas en Souabe. On le forme dans les laboratoires en versant un carbonate dissous dans la solution d'un sel d'argent; il se précipite aussitôt en flocons blancs. Ce sel est insoluble; il noircit un peu à la lumière; exposé à l'action de la chaleur, il se décompose, donne de l'acide carbonique et de l'oxigène, et pour résidu fixe de l'argent métallique.

Sulfate d'argent. Ce sel peut être obtenu en traitant l'argent divisé par l'acide sulfurique concentré et bouillant. Une partie de cet acide oxide l'argent et passe à l'état de

gaz acide sulfureux, tandis que l'autre s'unit à l'oxide d'argent formé pour produire le sulfate d'argent qui reste dissous à la faveur de l'excès d'acide employé. On l'obtient plus facilement par voie de double décomposition, en mêlant à une solution de nitrate d'argent une solution de sulfate de soude.

Propriétés. Ce sel neutre est blanc, pulvérulent, insipide, peu soluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide sulfurique et susceptible de cristalliser alors en prismes très-fins, blancs et brillans. Exposé à l'action du feu, il fond d'abord, et ensuite il se décompose en fournissant du gaz oxigène, de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique et de l'argent métallique.

Hyposulfate d'argent. Ce sel n'a pas encore été examiné.

Sulfite d'argent. On prépare ce sel par union directe ou en versant de l'acide sulfureux ou un sulfite dans une solution de nitrate d'argent. Ce sel est blanc, en poudre cristalline; il est peu soluble dans l'eau et décomposé par la chaleur.

Hyposulfite d'argent. L'existence de ce sel est admise par quelques chimistes; mais les propriétés qui le caractérisent ne sont pas suffisantes pour le faire penser. La faible affinité qu'a l'argent pour l'oxigène ne permet pas de supposer que l'acide hyposulfureux puisse s'unir à son oxide sans le décomposer; du moins nous avons constaté que, dans le contact d'un sel d'argent et d'un hyposulfite, il y avait formation de sulfure d'argent.

Sélénite d'argent. On forme ce sel en versant de l'acide sélénieux ou un sélénite dans une solution de nitrate d'argent. Il se précipite aussitôt sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau froide, un peu soluble dans l'eau bouillante. Ce sel est inaltérable à la lumière; il se fond sans se décomposer à l'abri de l'air, et se trans-

forme en une masse blanche, opaque et cristalline, suivant M. Berzélius.

Phosphate d'argent. Ce sel se prépare en versant une solution de phosphate de soude cristallisé dans du nitrate d'argent. Il est sous la forme d'une poudre jaune serin, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide phosphorique ou nitrique. La lumière le brunit un peu. Exposé au feu, il se décompose en partie et se réduit, suivant Fourcroy, en phosphure d'argent à une température très-élevée.

Les acides phosphoreux et hypophosphoreux ne peuvent s'unir à l'oxide d'argent; ils s'emparent de son oxigène, et le réduisent à l'état métallique.

Borate d'argent. On produit ce sel par l'action du borate de soude sur le nitrate d'argent dissous dans l'eau. Il se précipite sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau.

Nitrate d'argent. Ce sel s'obtient en faisant dissoudre à une douce chaleur l'argent fin grenaillé dans deux fois son poids d'acide nitrique pur à 35 degrés. Dès que la réaction a lieu, une partie de l'acide nitrique est décomposée par l'argent, d'où résulte l'oxide d'argent qui s'unit à l'autre portion d'acide, et du deutoxide d'azote qui se dégage avec une vive effervescence. Lorsque la dissolution est faite, on l'évapore à moitié, et en l'abandonnant à elle-même, elle cristallise. On peut préparer le nitrate d'argent avec l'argent du commerce allié au cuivre, mais il faut le faire cristalliser plusieurs fois pour le séparer du nitrate de cuivre qui est plus soluble, ou faire bouillir la solution des deux nitrates avec de l'hydrate d'oxide d'argent, qui décompose tout le nitrate de cuivre et en précipite l'oxide de cuivre.

Propriétés. Le nitrate d'argent se présente en belles lames transparentes et brillantes, ayant une forme hexaé-

drique, ou quelquefois tétraédrique ou triédrique. Sa saveur est amère, âcre et caustique, il est inaltérable à l'air, mais à l'action de la lumière, il brunit à sa surface par suite de la réduction d'une partie de l'oxide; exposé au feu dans un creuset d'argent ou de platine, il fond bien au-dessous de la chaleur rouge, se boursoufle un peu par l'évaporation de la petite quantité d'eau interposée entre ses cristaux. Si, lorsque la fusion est tranquille, on le retire du feu et qu'on le coule dans une lingotière échauffée d'avance et enduite de suif, il se solidifie par le refroidissement, et prend la forme de petits cylindres blancs grisâtres. On le connaît alors sous le nom de *nitrate d'argent fondu*, ou plus communément sous celui de *pierre infernale*.

Ce sel, tenu en fusion à une chaleur rouge, se décompose en donnant du deutoxide d'azote, de l'acide nitreux, de l'oxigène et de l'argent métallique. L'eau à la température ordinaire en dissout un poids égal au sien. Cette solution produit sur la peau et sur toutes les parties organisées, des taches brunes qui ne disparaissent que par la chute de la surface touchée.

Usages. Le nitrate d'argent est très-employé en médecine : on l'a administré avec succès à la dose d'un grain à deux par jour, dissous dans l'eau, pour combattre l'épilepsie. Ce traitement présente cela de remarquable, qu'au bout d'un certain temps la peau des malades se trouve colorée en brun verdâtre. Ce sel à la dose de 30 à 40 grains est un poison corrosif local, dont les effets doivent être combattus immédiatement par l'administration de l'eau salée, les évacuans, et ensuite les émolliens. Fondu et coulé en petits cylindres, on en fait usage à l'extérieur comme escarrotique pour ronger les chairs baveuses ou animer les ulcères indolens; il agit alors localement sans être absorbé.

La facilité avec laquelle ce sel est décomposé par tous les tissus organiques, le rend propre à marquer le linge d'une manière indélébile. On pratique cette opération en mouillant le tissu avec une solution de carbonate de soude, faite dans les proportions d'une partie de ce sel sur quatre parties d'eau. Lorsque la partie imprégnée de cette solution est sèche, on y forme des caractères avec une solution de nitrate d'argent, épaissie par un peu de gomme arabique. Par l'exposition à la lumière solaire, les traits formés avec cette liqueur deviennent bruns et indélébiles par suite de la décomposition et de la réduction du nitrate d'argent.

Dans les laboratoires, le nitrate d'argent est fréquemment employé comme réactif, pour reconnaître la présence du chlore libre ou combiné.

Nitrite d'argent. D'après l'observation de Proust, on forme ce sel en faisant chauffer une solution de nitrate d'argent avec de l'argent réduit en poudre fine. Une portion de ce métal décompose l'acide nitrique en absorbant de l'oxigène, d'où résulte du deutoxide d'azote qui se dégage, et du nitrite d'argent qui reste en solution dans l'eau et la colore en jaune pâle.

Propriétés. Ce sel est si soluble, qu'il ne peut être obtenu à l'état solide qu'avec difficulté; lorsque sa solution est concentrée, elle se prend au bout de quelque temps en une masse blanche jaunâtre, irrégulière. Dissous dans l'eau et exposé à l'air, il absorbe promptement l'oxigène, et laisse déposer des cristaux de nitrate. La chaleur le décompose après en avoir opéré la fusion.

Chlorate d'argent. Ce sel ne peut être préparé à l'état de pureté qu'en saturant l'acide chlorique étendu d'eau avec de l'hydrate d'oxide d'argent. Il est incolore, soluble dans deux parties d'eau à + 15°, d'une saveur âcre, caustique, analogue à celle du nitrate d'argent; il cristallise en

petits rhomboïdes blancs et opaques. Exposé à l'action de la chaleur, il fond, se décompose ensuite en donnant du gaz oxigène, et se transformant en chlorure d'argent. Projeté sur les charbons ardens, il scintille vivement en activant la combustion comme le font les autre chlorates. Mêlé avec le soufre, il produit un mélange qui détonne fortement par le choc.

Brômate d'argent. La solution de brômate de potasse, mêlée à celle de nitrate d'argent, fournit un précipité blanc qui est du brômate d'argent. Ce sel, suivant M. Balard, est pulvérulent, peu susceptible de noircir à la lumière, et soluble dans l'acide nitrique. Il doit se comporter au feu comme le chlorate de la même base.

Iodate d'argent. Ce sel se produit dans les mêmes circonstances que le précédent ; il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide nitrique et l'ammoniaque, ce qui le distingue de l'iodure d'argent qui y est insoluble.

Arséniate d'argent. On prépare facilement ce sel par double décomposition d'un arséniate soluble et du nitrate d'argent ; il se précipite sous forme d'une poudre rouge brunâtre, insoluble dans l'eau. Ce sel est décomposé à une haute température : l'argent réduit se fond, et l'acide arsénique est transformé en acide arsénieux et en oxigène.

Arsénite d'argent. S'obtient par l'action de l'arsénite de potasse sur le nitrate d'argent ; il se dépose en flocons jaunes qui brunissent un peu à la lumière. Ce sel est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide nitrique. Le feu le décompose et en volatilise l'acide arsénieux en fumées blanches.

Chrômate d'argent. Ce sel se forme, comme tous les autres chrômates insolubles, par voie de double décomposition d'un chrômate et d'un sel d'argent. Lorsqu'il vient

d'être récemment précipité, il se présente sous forme d'une poudre floconneuse d'un rouge carmin, qui devient peu de temps après d'un brun rougeâtre foncé, surtout s'il est exposé à la lumière. La chaleur le décompose, en dégage du gaz oxigène, et laisse un résidu formé d'oxide de chrôme et d'argent.

DES SELS A BASE DE PROTOXIDE DE PLATINE.

Caractères distinctifs. Ces sels, qui n'ont été encore que peu étudiés, ont une couleur jaune verdâtre ou quelquefois rouge; la potasse y produit un précipité noir de protoxide soluble dans un excès d'alcali, l'hydrochlorate d'ammoniaque ne les précipite pas, l'acide hydrosulfurique y occasione un précipité noir.

Protosulfate de platine. Ce sel s'obtient directement ou en traitant le protochlorure par l'acide sulfurique; il a une couleur brune très-foncée, l'aspect d'un sirop noirâtre qui attire l'humidité de l'air.

Protonitrate de platine. Ce sel préparé comme le précédent se présente en une masse sirupeuse d'un brun foncé verdâtre.

DES SELS A BASE DE DEUTOXIDE DE PLATINE.

Caractères distinctifs. Leur couleur est jaune ou orange, la potasse et la soude forment avec eux des sels doubles, l'hydrochlorate d'ammoniaque les précipite en jaune orangé comme le deutochlorure de platine; le protochlorure d'étain les précipite en brun rougeâtre, et la solution de sulfure de potassium en noir; le fer et le zinc en séparent le platine sous forme de poudre noire.

Deutosulfate de platine. Il est noir et colore l'eau en jaune brun; on le prépare en traitant le sulfure de platine par l'acide nitrique ou le deutochlorure par l'acide sulfurique et évaporant à siccité.

Deutonitrate de platine. Ce sel se prépare directement ou en précipitant le deutosulfate de platine par le nitrate de barite ; il est sous forme d'un sirop brun foncé, incristallisable et soluble dans l'eau ; il se décompose à une température peu élevée.

Sels a base d'oxide de palladium.

Caractères distinctifs. Ces sels sont jaunes ou d'un jaune rougeâtre, ils sont précipités par les alcalis en jaune et le précipité est soluble dans un excès d'alcali. Le cyanure de mercure et celui de fer et de potassium les précipitent ; le fer et le zinc les réduisent.

On n'a examiné que le sulfate et le nitrate de ce métal, ils sont rouges, très-solubles dans l'eau. Le nitrate s'obtient en dissolvant le palladium dans l'acide nitrique. Les sels d'iridium et d'osmium formés par les oxacides sont peu connus.

Des prétendus sels à base d'oxide d'or, ou des combinaisons du deutoxide d'or avec les acides.

Parmi les oxacides, il n'y a que les acides sulfurique et nitrique concentrés qui puissent dissoudre le deutoxide d'or ; mais ces dissolutions sont loin d'offrir les caractères qui distinguent les sels proprement dits, comme M. Pelletier l'a très-bien exposé dans son travail sur l'or et ses composés avec l'oxigène, *Annales de chimie et de physique*, t. xv, p. 5. En effet, le deutoxide d'or est incapable de saturer exactement les acides que nous avons indiqués. D'un autre côté, ces dissolutions sont constamment acides ; elles contiennent une très-petite quantité d'oxide, et sont décomposées par l'eau, qui en sépare l'oxide d'or à l'état de pureté, ou de l'or à l'état métallique, lorsque la chaleur développée au moment du mélange de l'eau et de la solution acide a été assez élevée pour le ré-

duire. Enfin, l'action de l'eau sur ces dissolutions acides ne peut être comparée à celle qu'elle exerce sur certains sels métalliques, qui sont transformés en sels acides et en sous-sels insolubles. D'ailleurs, comme l'observe judicieusement M. Pelletier, ces dissolutions sont privées des propriétés qui appartiennent aux sels en général. Ceux-ci sont des composés formés en proportions définies, ce qui n'a pas lieu par rapport à la dissolution de l'oxide d'or dans les acides concentrés.

Il suit de ce que nous venons de rapporter que les caractères assignés anciennement aux sels d'or n'appartiennent réellement qu'au chlorure d'or ou à ses composés. (*Voyez* l'action des réactifs sur ces composés, 12ᵉ tableau coloré.)

Des sels a base de protoxide de chrôme.

Caractères distinctifs. Verts bleuâtres, leur solution a la même couleur; elle forme, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, un précipité floconneux verdâtre, soluble dans un excès des deux premiers alcalis. Calcinés avec le nitrate de potasse dans un creuset, ils sont transformés en chrômate de potasse soluble, facile à distinguer par les précipités colorés qu'il fournit avec les sels de plomb, de mercure et d'argent; enfin, un sel quelconque à base de protoxide de chrôme, fondu au chalumeau avec un peu de borax, produit un verre coloré en beau vert d'émeraude.

Aucun de ces sels n'est employé; ils sont pour la plupart solubles et cristallisables.

Des sels a base de deutoxide de vanadium.

Caractères distinctifs. Ces sels à l'état solide sont bleu foncé ou bleu clair quelquefois verdâtres, leur solution est généralement d'un bleu d'azur, leur saveur est astringente

et douceâtre, les alcalis y forment un précipité blanc grisâtre qui passe au brun jaune et se redissout dans un excès d'alcali, les hydrosulfates y produisent un précipité noir soluble dans un excès d'hydrosulfate, le cyanure de fer et de potassium un précipité jaune citron passant au vert, et l'infusion de noix de galle un précipité noir bleu très-foncé.

Des sels a base de protoxide de nickel.

Le protoxide est le seul oxide de nickel qui puisse se combiner aux acides.

Caractères distinctifs. Les sels à base de cet oxide sont tous d'un beau vert lorsqu'ils sont cristallisés; leur solution possède la même couleur; elle est précipitée en flocons vert-pomme par la potasse et la soude caustiques. L'ammoniaque y forme un précipité de la même couleur, qui se redissout dans un excès de cet alcali en communiquant à la liqueur une belle couleur bleue; le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc verdâtre; l'acide hydrosulfurique n'occasione aucun effet dans les sels acides, mais les hydrosulfates y déterminent un précipité noir; enfin, le fer, le zinc, plongés dans la solution de ces sels, n'y apportent aucun changement.

Les sulfate et nitrate de nickel sont solubles; les autres sont insolubles à l'état neutre.

Sels a base de protoxide de cobalt.

Le protoxide de cobalt est le seul des oxides de cobalt qui s'unisse aux acides.

Caractères distinctifs. Les sels de cette espèce cristallisés ou combinés à l'eau sont remarquables par une belle couleur rouge ou rose; leur solution est précipitée en flocons bleus par la potasse et la soude. Ce précipité est redissous par l'ammoniaque en excès, et produit une liqueur colo-

rée en rouge vineux; le cyanure de fer et de potassium y occasione un précipité vert bleuâtre, les hydrosulfates un précipité noir; enfin, fondus avec du borax, ces sels donnent un verre coloré en bleu foncé.

Tous les sels de cobalt sont insolubles, à l'exception du sulfate et du nitrate. Il n'y a que le phosphate de cobalt qui soit usité dans les arts; uni à huit parties d'alumine hydratée, et calciné fortement, il forme la base d'une belle couleur bleue, fixe au feu, très-employée dans la peinture à l'huile, et qui peut remplacer le bleu d'outremer. Cette couleur a été obtenue pour la première fois par M. Thénard, ce qui lui a fait donner dans le commerce le nom de *bleu de Thénard*.

Sels a base d'ammoniaque.

Les sels formés par l'ammoniaque doivent faire une section à part, car cette base, par sa composition particulière, produit avec les acides des combinaisons qui ne sont plus soumises aux mêmes lois que les sels précédens.

Tous les sels de cette espèce sont solides et susceptibles de cristalliser; ils sont incolores, à l'exception du chrômate d'ammoniaque qui est jaune. Leur odeur est nulle, à moins qu'ils ne soient avec un excès d'ammoniaque; leur saveur est piquante et salée; l'eau les dissout tous; mais en plus grande quantité à chaud qu'à froid.

Exposés à l'action du calorique, ils se comportent différemment. Ceux qui sont formés par un acide très-volatil se subliment, les autres se décomposent ou entièrement ou en partie; enfin, si l'acide est fixe, l'ammoniaque est seulement dégagée, et l'acide reste à l'état de liberté. Dans le cas où le sel est décomposable par la chaleur, il y a réaction entre les élémens de l'acide et de l'ammoniaque, et formation de nouveaux produits.

Les corps simples non métalliques, à l'exception du

chlore, n'ont pas d'action sur les sels ammoniacaux à la température ordinaire, même par l'intermède de l'eau; mais lorsque leur solution est mise en contact avec ce dernier corps, ils sont toujours décomposés de manière que les deux élémens de l'ammoniaque (l'azote et l'hydrogène) s'unissent chacun à une partie du chlore pour former du chlorure d'azote et de l'acide hydrochlorique. Le brôme agit de la même manière sans se combiner à l'azote.

Les métaux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène agissent sur les sels ammoniacaux formés par les oxacides à l'aide de la chaleur, en absorbant l'oxigène et souvent la base de l'acide, et mettant l'ammoniaque en liberté. Sur les sels produits par les hydracides, l'action est différente: la base de l'acide est seulement absorbée par le métal, et l'hydrogène se dégage mêlé au gaz ammoniac. C'est ainsi qu'agissent le potassium et le sodium sur l'hydrochlorate et l'hydrosulfate d'ammoniaque, etc.

Les acides exercent sur les sels ammoniacaux la même action que sur les autres sels à base d'oxides métalliques, mais il n'en est pas de même de quelques oxides qui ont plus d'affinité avec les acides que n'en a l'ammoniaque; ils les décomposent en totalité ou en partie même à la température ordinaire. Tels sont les oxides de potassium, de sodium, de lithium, de calcium, de barium, de strontium qui se substituent à l'ammoniaque. L'oxide de magnésium ne les décompose qu'en partie, car à mesure qu'une certaine quantité de sel à base de magnésie s'est formée, elle se combine à la portion de sel ammoniacal non décomposée pour produire un sel double. Quelques autres oxides métalliques agissent de la même manière.

Le fluide électrique les décompose à l'instar des autres sels; c'est ce qu'il est facile de constater en faisant agir la pile sur une solution d'un sel ammoniacal. L'acide et la base sont transportés à chaque pôle; mais lorsque ces sels sont

à l'état solide et humectés d'un peu d'eau, ils présentent un phénomène remarquable, l'eau et le sel sont décomposés, l'hydrogène et l'ammoniaque, attirés au pôle négatif, peuvent s'unir en présence du mercure, et former un composé triple (hydrure ammoniacal de mercure) qui augmente de volume en conservant le brillant métallique et prenant une consistance butyreuse. On vérifie ce résultat en faisant une petite coupelle avec un sel ammoniacal, humectant l'intérieur de la cavité avec un peu d'eau, et en y plaçant une petite quantité de mercure. Si on met en rapport le mercure avec le fil négatif de la pile et l'extérieur de la coupelle avec le fil positif de la même pile, on observera les décompositions que nous avons rapportées. Le même effet sera produit, mais plus promptement, si on met dans la coupelle de sel ammoniacal, légèrement humectée, un amalgame de mercure de potassium. Ce dernier métal, décomposant l'eau, se transformera en protoxide de potassium qui, réagissant sur le sel ammoniacal, en dégagera l'ammoniaque. Il résultera de ces deux actions successives de l'hydrogène et de l'ammoniaque qui, se rencontrant à l'état de gaz naissant, s'uniront à l'amalgame non décomposé, et produiront un composé quadruple analogue au précédent (hydrure ammoniacal de mercure et de potassium).

Ces observations curieuses sont dues à MM. Séebeck et Davy, et ces nouveaux composés ont été examinés particulièrement par MM. Gay-Lussac, Thénard, Berzélius, etc. Ce dernier chimiste, considérant l'ammoniaque sous un autre point de vue que celui admis généralement, la regarde comme formée d'un radical métallique composé qu'il nomme *ammonium*. Ce métal, séparé de l'ammoniaque par l'influence décomposante de la pile, se combinerait au mercure, et formerait avec lui un amalgame

que nous avons décrit ci-dessus sous le nom d'*hydrure ammoniacal de mercure*.

Quoique jusqu'à présent l'ammonium n'ait pu être extrait de cet amalgame, et que son existence ne soit rien moins que problématique, M. Berzélius, pour expliquer les différens faits qu'on peut déduire de sa théorie, admet deux suppositions, 1° que l'*ammonium* est un composé d'hydrogène et du radical présumé de l'azote qu'il appelle nitricum, d'où il suit que l'azote, tel que nous le connaissons, serait un oxide de nitricum, et l'ammoniaque un *oxide d'ammonium*; 2° que l'ammoniaque est un composé d'azote avec plus d'hydrogène qu'il n'y en a dans l'ammoniaque, et, dans ce cas, sa composition serait représentée par $Az\,H^4$ au lieu de $Az\,H^3$. La première hypothèse n'est établie sur aucune preuve péremptoire, la seconde se concilie mieux avec les expériences rapportées plus haut.

La composition des sels neutres ammoniacaux est remarquable par la simplicité du rapport en volume de l'acide au gaz ammoniac. Suivant M. Gay-Lussac, ils présenteraient presque tous cette propriété que le radical de l'acide serait à la base :: 1 : 2 en volume; enfin, pour les sels, où l'acide ni le radical ne peuvent être obtenus à l'état de gaz, on reconnaît que leur composition est représentée, comme pour les sels à base d'oxides métalliques, par un atome d'acide et un atome d'ammoniaque.

Caractères distinctifs. Tous les sels ammoniacaux présentent cette propriété de dégager une odeur vive d'ammoniaque lorsqu'on les triture, soit avec de la chaux vive, soit avec une solution concentrée de potasse ou de soude caustique, si on approche alors du mélange un tube de verre mouillé d'acide nitrique ou hydrochlorique, des vapeurs blanches de sel ammoniacal apparaissent. Leur so-

lution aqueuse est incolore; le cyanure de fer et de potassium, les carbonates et les hydrosulfates n'y occasionent aucun précipité; le chlorure de platine versé dans cette solution y détermine un précipité jaune orangé, soluble dans une grande quantité d'eau.

Carbonate d'ammoniaque. Ce carbonate résulte de la combinaison d'un volume de gaz acide carbonique et deux volumes de gaz ammoniac; on le produit directement en mêlant les deux gaz secs. Si les gaz sont humides, le gaz acide carbonique condense un volume de gaz ammoniac au sien, ou un volume et demi, s'il y a un excès de ce dernier. En traitant par l'eau le carbonate, il passe à l'état de sesqui-carbonate.

Sesqui-carbonate d'ammoniaque. Ce sel a été d'abord connu sous le nom de *sel volatil d'Angleterre,* parce que c'est dans ce pays qu'on l'a préparé en grand et qu'il en a été fait un objet de commerce; il a été désigné ensuite sous les noms d'*alcali volatil concret, sous-carbonate d'ammoniaque.*

Il n'existe point dans la nature, mais il se forme dans plusieurs circonstances. C'est un des produits de la fermentation putride des substances animales et de leur décomposition par le feu. Sa présence reconnue dans le produit de l'action du feu sur la corne de cerf a fait donner à celui qu'on obtenait ainsi par la distillation de cette matière animale, et qui est mêlé avec une certaine quantité d'huile empyreumatique, le nom de *sel volatil de corne de cerf.* Ce produit s'obtient de la distillation de toutes les matières animales azotées.

On prépare ce sel à l'état de pureté, dans les laboratoires, par la double décomposition de l'hydrochlorate d'ammoniaque et du carbonate de chaux. A cet effet on remplit jusqu'au $\frac{4}{5}$ de sa capacité une cornue de grès lutée, avec un mélange de parties égales d'hydrochlorate d'am-

moniaque et de carbonate de chaux, tous les deux secs et réduits en poudre. Après avoir disposé convenablement la cornue dans un fourneau à réverbère, on la fait communiquer avec un récipient cylindrique alongé, en verre ou en grès, bouché à sa partie inférieure, mais muni d'un tube ouvert pour le dégagement de l'air et des vapeurs. Par l'élévation successive de la température, les deux sels se décomposent réciproquement, l'acide hydrochlorique se porte sur l'oxide de calcium, d'où résulte du chlorure de calcium fixe et de l'eau, tandis que l'acide carbonique du carbonate de chaux s'unit à l'ammoniaque de l'hydrochlorate d'ammoniaque pour produire le carbonate d'ammoniaque qui se volatilise. Ce dernier sel, arrivant en vapeurs dans le récipient qu'on a le soin de refroidir avec des linges mouillés, ou par un courant d'eau, s'y condense d'abord en aiguilles blanches qui, appliquées les unes sur les autres, forment bientôt une couche plus ou moins épaisse. Lorsque l'opération est terminée, on brise le récipient pour en retirer le sel, qu'on conserve dans des vases bien bouchés.

Dans les manufactures on suit aujourd'hui un procédé plus économique que celui-ci. On décompose le sulfate d'ammoniaque par le carbonate de chaux, dans des tuyaux en fonte placés horizontalement. L'une des extrémités, par laquelle on introduit le mélange, se tient bouchée, l'autre est ajustée à un tuyau en fonte incliné de 20 à 25 degrés, où se condense le carbonate d'ammoniaque. On retire ce sel en grattant l'intérieur avec des tiges en fer.

Propriétés. Ce sel se présente en une masse blanche cristallisée, d'une odeur très-prononcée d'ammoniaque; sa saveur est piquante et caustique. Il est si volatil, qu'il se dissipe entièrement à l'air, même à la température ordinaire en perdant une partie de son ammoniaque, et passant ensuite à l'état de bi-carbonate. L'eau froide le dis-

sout avec la plus grande facilité, mais l'eau bouillante le volatilise entièrement. La solution aqueuse de ce sel a l'odeur qui caractérise ce sel à l'état solide, mais beaucoup plus faible; elle verdit fortement le sirop de violettes, et ramène au bleu le tournesol rougi par les acides.

Il est composé, abstraction faite de l'eau qu'il contient, de 1 volume $\frac{1}{2}$ de gaz acide carbonique, et 2 volumes de gaz ammoniac.

Usages. Le sesqui carbonate d'ammoniaque est employé en médecine. On s'en sert pour le faire respirer aux personnes qui tombent en syncope; alors on l'introduit dans de petits flacons de cristal bouchés à l'émeri. On l'administre à l'intérieur à petite dose comme un excitant et un sudorifique très-énergiques; il sert de réactif dans les laboratoires : quelques arts en font usage ; mêlé à la pâte de farine en petite quantité, il lui donne, en se volatilisant par la chaleur du four, la propriété de se gonfler, et rend ainsi le pain plus léger. Cette addition est surtout faite, en Angleterre, aux pâtes préparées avec des farines avariées, et qui produiraient un pain trop mat. Ce sel est quelquefois employé par les dégraisseurs pour faire disparaître, sur les tissus de soie, les taches produites par les acides végétaux.

Bi-carbonate d'ammoniaque. On obtient ce sel par le même procédé que les bi-carbonates de potasse et de soude, ou en exposant à l'air le sesqui-carbonate d'ammoniaque, qui perd peu à peu un excès d'ammoniaque. Il peut être formé directement, en mêlant dans une cloche parties égales de gaz acide carbonique et de gaz ammoniac. Le bi-carbonate se condense aussitôt sur les parois de la cloche sans résidu si les gaz sont purs.

Propriétés. Ce sel est blanc, inodore, d'une saveur piquante moins forte que celle du carbonate; il est moins volatil que le carbonate, et cristallise en prismes à six

pans, en retenant $\frac{22}{100}$ d'eau. L'eau froide le dissout avec facilité, mais il est volatilisé par l'eau bouillante. La solution verdit le sirop de violettes, et ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides. Comme les autres bi-carbonates solubles, il jouit de la propriété de ne point précipiter les sels neutres de magnésie. Ce sel est seulement employé dans les laboratoires.

Sa composition est facile à déduire, puisqu'il résulte de volumes égaux de gaz acide carbonique et de gaz ammoniac, ou de 2 volumes du premier, et 2 du second.

Sulfate d'ammoniaque. Ce sel ne se rencontre dans la nature qu'uni au sulfate d'alumine; on l'a trouvé, mais en petite quantité, parmi les laves de l'Etna et du Vésuve. Il a été nommé autrefois *Sel ammoniac secret de Glauber*, parce que c'est ce chimiste qui le prépara le premier; il a reçu aussi, à une certaine époque, le nom de *vitriol ammoniacal.*

On obtient ce sel dans les laboratoires en versant un excès d'ammoniaque liquide dans de l'acide sulfurique étendu d'eau, et faisant concentrer la liqueur à une douce chaleur. Le procédé qu'on suit dans les arts est plus économique; il consiste à traiter par le sulfate de chaux le carbonate d'ammoniaque qu'on retire de la distillation des matières animales.

Propriétés. Ce sel, à l'état de pureté, est incolore, inodore, d'une saveur amère très-piquante. Il cristallise en petits prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces, contenant 24,8 d'eau de combinaison. Exposé à l'air humide, il en attire un peu l'eau. Soumis à l'action du feu, il abandonne une partie de son ammoniaque, devient acide, décrépite, se fond et ensuite se décompose à une chaleur voisine du rouge, en donnant de l'eau, du gaz azote, et du sulfite acide d'ammoniaque qui s'exhale

en fumée blanche. L'eau à la température de + 15° en dissout $\frac{1}{2}$ partie, et l'eau bouillante un poids égal au sien.

Usages. Ce sel est employé dans les laboratoires pour obtenir l'ammoniaque et le carbonate d'ammoniaque. Dans les arts, il sert à la préparation du sel ammoniac et de l'alun.

Hyposulfate d'ammoniaque. Sel soluble et cristallisable. Il a été peu examiné.

Sulfite d'ammoniaque. Préparé en saturant l'ammoniaque liquide par l'acide sulfureux. Il est blanc, d'une saveur fraîche, piquante et sulfureuse, cristallise en prismes à 6 ou à 4 pans terminés par des sommets dièdres. La chaleur le transforme en bisulfite; l'air le fait passer à l'état de sulfate.

Hyposulfite d'ammoniaque. Sel très-soluble, cristallisant en masse confuse formée de petits cristaux aciculaires.

Sélénite d'ammoniaque. S'obtient par l'évaporation spontanée de la solution de sélénite d'ammoniaque contenant un léger excès d'acide sélénieux. Il cristallise en petits cristaux déliés ou prismes tétraèdres. Suivant M. Berzélius, il existe un bisélénite et un quadrisélénite d'ammoniaque; le premier est cristallisable, et le second ne l'est pas.

Phosphate d'ammoniaque. On rencontre ce sel tout formé dans l'économie animale; il existe dans l'urine humaine, associé aux phosphates de soude et de magnésie. Il forme avec ce dernier une variété qui constitue non-seulement quelques calculs vésicaux chez l'homme, mais encore il est la base de ces énormes concrétions intestinales qu'on trouve parfois dans les chevaux. Ce sel se prépare comme les autres phosphates solubles, en saturant l'excès du phosphate acide de chaux par un excès d'ammoniaque, filtrant la liqueur pour séparer le phos-

phate de chaux précipité, et l'évaporant convenablement; il est nécessaire, lorsque la solution de ce sel est amenée au point de cristalliser, de saturer, par un petit excès d'ammoniaque, l'acide qui a été mis à nu pendant l'évaporation.

Propriétés. Ce sel est blanc, inodore, d'une saveur piquante. Il cristallise, par évaporation spontanée, en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces ;l'air ne lui fait éprouver aucune altération.

Exposé à l'action de la chaleur, il fond dans son eau de cristallisation, se dessèche ensuite, et se décompose de manière que tout son ammoniaque est dégagé, et que son acide phosphorique reste pur sous forme de verre fondu. L'eau, à la température ordinaire, en dissout la moitié de son poids, cette solution perd par la chaleur une partie d'ammoniaque, et passe à l'état de phosphate acide.

Usages. Le phosphate neutre d'ammoniaque est employé pour obtenir l'acide phosphorique en le calcinant avec précaution dans un creuset de platine. Suivant une observation due à M. Gay-Lussac, un tissu imprégné d'une solution concentrée de phosphate d'ammoniaque, et séché ensuite, se charbonne au feu sans produire de flammes. Cet effet est dû à l'acide phosphorique, qui est mis à nu par la chaleur, et qui, recouvrant chaque filament du tissu, l'empêche de brûler à l'air. Cette propriété permet donc d'employer ce sel pour rendre les tissus moins combustibles, et trouvera sans doute des applications nombreuses.

Phosphite d'ammoniaque. Ce sel est soluble et cristallise difficilement. On le forme par la saturation de l'acide phosphoreux avec l'ammoniaque.

Hypophosphite d'ammoniaque. Il est, comme les autres

hypophosphites, très-soluble et incristallisable; on le prépare directement.

Borate d'ammoniaque. Se prépare par union directe de l'acide et de l'ammoniaque; il est blanc, cristallisable en prismes hexaèdres, terminés par des pyramides trièdres. Exposé au feu, il laisse dégager son eau et l'ammoniaque qu'il contient, et donne pour résidu fixe de l'acide borique fondu.

Nitrate d'ammoniaque. Ce sel, désigné autrefois par les anciens chimistes sous le nom de *nitre inflammable*, a été examiné par Berthollet et ensuite par Davy. On l'obtient en sur-saturant l'acide nitrique faible par le carbonate d'ammoniaque, et faisant évaporer la liqueur jusqu'au point de cristallisation, ou en saturant presque entièrement l'ammoniaque liquide par l'acide nitrique étendu d'eau, et concentrant le produit par l'évaporation.

Propriétés. Ce sel est blanc, inodore, d'une saveur fraîche, âcre et amère; il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des pyramides hexaèdres alongées; quelquefois, lorsque la cristallisation a été plus prompte, il se présente en aiguilles soyeuses, jouissant d'une certaine élasticité et accolées les unes aux autres. Exposé à l'air, il en attire l'humidité et tombe peu à peu en déliquescence. Chauffé doucement, il se liquéfie dans son eau de cristallisation qu'il abandonne peu à peu avec une petite quantité d'ammoniaque; mais à une température de + 200 à + 230°, il se décompose et est converti entièrement en gaz protoxide d'azote et en eau. Une chaleur plus élevée en opère la décomposition brusquement et avec explosion, en donnant du gaz deutoxide d'azote, de l'azote et de l'eau. Projeté dans un creuset rougi au feu, il s'enflamme subitement par suite de la combinaison rapide d'une partie de l'oxigène de l'acide nitrique avec l'hydrogène de l'ammoniaque. L'eau, à la température de + 15°, en dis-

sout la moitié de son poids, et l'eau bouillante une plus grande quantité.

Usages. Ce sel est employé dans les laboratoires pour obtenir le protoxide d'azote comme nous l'avons rapporté premier volume, page 198. Il sert encore dans les recherches analytiques pour brûler les particules charbonneuses qui peuvent rester dans les cendres obtenues de la combustion des matières organiques.

Chlorate d'ammoniaque. On peut préparer ce sel par union directe de l'acide chlorique et de l'ammoniaque, ou en décomposant un chlorate à base métallique, par le carbonate d'ammoniaque. Ce sel cristallise en aiguilles fines, très-brillantes ; il a une saveur piquante. Exposé à l'action du feu, il se décompose rapidement en fournissant de l'eau, du chlore, de l'azote et de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

Brômate d'ammoniaque. Ce sel n'a pas encore été examiné, il doit être analogue par ses propriétés au précédent.

Iodate d'ammoniaque. S'obtient comme le chlorate ; il se présente en petits cristaux blancs, grenus qui se décomposent par la chaleur, avec sifflement, en répandant une lumière violette et donnant de l'eau, de l'azote et des vapeurs d'iode.

Arséniate d'ammoniaque. On forme ce sel en saturant une solution d'acide arsénique par un excès d'ammoniaque liquide et concentrant convenablement la liqueur. Il cristallise en prismes rhomboïdaux qui passent à l'état d'arséniate acide par une douce chaleur en perdant une partie d'ammoniaque. Une température élevée le décompose ; une partie de l'acide arsénique et de l'ammoniaque se décompose réciproquement, d'où résulte de l'eau, du gaz azote, de l'acide arsénieux et de l'acide arsénique.

Bi-arséniate d'ammoniaque. Obtenu en combinant à

l'arséniate autant d'acide arsénique qu'il en contient; ce sel cristallise en aiguilles blanches, acides, très-solubles dans l'eau et déliquescentes à l'air.

Ces deux sels, comme tous les arséniates solubles, sont vénéneux.

Arsénite d'ammoniaque. Préparé directement en saturant l'ammoniaque par l'acide arsénieux, il est sous la forme d'un liquide visqueux jaunâtre, incristallisable, très-soluble dans l'eau.

Chrômate d'ammoniaque. Ce sel a été peu étudié, comme les précédens. Il se forme en saturant l'acide chrômique par l'ammoniaque, ou en faisant agir le carbonate d'ammoniaque dissous dans l'eau, sur le chrômate de plomb, filtrant la liqueur au bout de quelque temps, et l'évaporant à une douce chaleur; il se présente en cristaux dendrites d'une belle couleur jaune, et d'une saveur âcre et piquante. Exposé à l'action du feu, il se décompose facilement, laisse dégager une partie d'ammoniaque, tandis que l'autre, en réagissant sur l'acide chrômique, le ramène conjointement avec le calorique à l'état de protoxide vert de chrôme.

SELS AMMONIACAUX FORMÉS PAR LES HYDRACIDES.

M. Berzélius regarde ces sels comme des combinaisons d'ammonium avec les radicaux des hydracides et désigne sous les noms de *chlorure*, *brômure* et *iodure d'ammonium* les hydrochlorate et hydrobrômate d'ammoniaque.

Dans l'opinion de ce chimiste, l'hydrogène des acides s'unirait à l'ammoniaque pour constituer l'*ammonium*, et leur radical formerait avec ce métal un composé analogue aux chlorures et iodures métalliques.

Hydrochlorate d'ammoniaque. Ce sel anciennement connu, a été désigné sous le nom de *sel ammoniac*, et ensuite sous celui de *muriate d'ammoniaque*. Le premier

nom lui a été donné, suivant Pline, parce qu'il se trouvait en grande quantité aux environs du temple de Jupiter-Ammon, en Afrique.

On le rencontre, en général, aux environs des volcans sous forme pulvérulente ou en masse irrégulière au milieu des laves. Il existe aussi dans l'urine de l'homme et de quelques animaux, mais en très-petite quantité, ainsi que dans d'autres liquides sécrétés. Pendant long-temps ce sel a été tiré de l'Égypte, où on l'extrayait de la combustion de la fiente des chameaux.

Le procédé par lequel on le retirait consistait à recueillir la suie provenant de cette combustion, à en remplir presque entièrement de grands ballons de verre qu'on laissait exposés à l'action du feu, sur un bain de sable, pendant plusieurs jours. Le sel ammoniac se sublimait à la partie supérieure des ballons, et y formait une couche hémisphérique demi-transparente, grise-noirâtre à sa surface, qu'on livrait ainsi au commerce.

Aujourd'hui on l'obtient, en Europe, par un procédé dont la découverte est due à Baumé, et qui est mis en pratique depuis près d'un demi-siècle. Ce procédé consiste à décomposer par le feu les matières animales, telles que les os, les cornes, les sabots, etc., et à convertir le carbonate d'ammoniaque qui forme un des produits de cette distillation en sulfate d'ammoniaque. Cette opération s'exécute en passant à plusieurs reprises le produit distillé à travers une couche de sulfate de chaux (plâtre); il s'opère une double décomposition qui donne naissance à du carbonate de chaux insoluble, et à du sulfate d'ammoniaque soluble. Ce dernier sel, en dissolution dans le liquide, est mêlé à du chlorure de sodium; il en résulte tout à coup, par l'action de la chaleur, décomposition de l'eau et du sulfate d'ammoniaque, formation d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sulfate de soude qu'on sépare

par évaporation et cristallisation. L'hydrochlorate d'ammoniaque, plus soluble que le sulfate de soude, reste dans l'eau mère mêlé à une petite quantité de ce sel. On évapore la solution jusqu'à siccité, et après avoir desséché le résidu, on le sublime dans des vases de terre cuite, en prenant la précaution d'éviter l'obstruction de l'ouverture qui déterminerait la rupture des vases. L'hydrochlorate d'ammoniaque, sublimé à la partie supérieure de ces vases, se présente alors en pains ronds, aplatis, demi-transparens, blancs ou légèrement colorés en gris. C'est à l'aide de ce procédé qu'on prépare, en France, la plus grande partie du sel ammoniac que les arts consomment. Depuis quelques années, on le fabrique dans quelques manufactures, en saturant par l'acide hydrochlorique les eaux ammoniacales qui proviennent de la distillation du charbon de terre, lors de la préparation du gaz propre à l'éclairage. Plusieurs manufactures ont été établies, d'après ce procédé, aux environs de Paris.

Propriétés. L'hydrochlorate d'ammoniaque est un sel blanc, anhydre, inodore, d'une saveur piquante ; il cristallise en longues aiguilles disposées comme les barbes d'une plume, et qui paraissent être des pyramides hexaèdres. Sous cet état, exposé à l'action du feu, il se dessèche et se volatilise ensuite entièrement sous forme de vapeurs blanches sans éprouver d'altération. Ce sel, en masse, se recouvre d'un peu d'humidité lorsqu'il reste à l'air humide ; mais cet effet est plus marqué lorsqu'il est en poudre ou cristallisé. L'eau, à la température ordinaire, en dissout environ $\frac{1}{3}$ de son poids. Pendant la dissolution de ce sel dans l'eau, il se produit plus de froid qu'avec tout autre sel.

La composition de ce sel est simple ; on peut le prouver en mêlant, sur le mercure, le gaz ammoniac et le gaz hydrochlorique : ils se combinent dans des rapports égaux

en volumes, ce qui établit le rapport suivant en poids pour cent :

Acide hydrochlorique......	68,39.....	1 atome.
Ammoniaque	31,61.....	1 atome.
	100,00	

Usages. Ce sel est employé en médecine comme fondant, stimulant et sudorifique; on le donne, à l'intérieur, à la dose de 12 à 14 grains pour l'homme : il entre dans la composition de quelques médicamens composés. On l'administre aussi à l'extérieur en poudre, ou dissous dans l'eau. Dans les arts, il est usité pour l'étamage du cuivre, et pour plusieurs opérations de teinture. On emploie pour la première opération le sel ammoniac gris et impur qu'on trouve dans le commerce, tandis que, pour la seconde, on préfère avec raison le sel ammoniac blanc, qui est exempt d'impuretés. Ce dernier est aussi recherché pour les différentes opérations pharmaceutiques.

Hydrobrômate d'ammoniaque. Ce sel peut s'obtenir en unissant le gaz hydrobrômique et le gaz ammoniac; la combinaison a lieu à volumes égaux, et se précipite sur les parois de la cloche en une masse blanche solide. On le prépare facilement encore par saturation de l'acide hydrobrômique et de l'ammoniaque, ou en faisant agir le brôme sur l'ammoniaque liquide. Il en résulte, d'après M. Balard, émission de calorique, dégagement d'azote par la décomposition d'une partie de l'ammoniaque, et formation d'hydrobrômate d'ammoniaque.

Propriétés. L'hydrobrômate d'ammoniaque est blanc, inodore, d'une saveur piquante. Il cristallise sous forme de longs prismes, sur lesquels d'autres plus petits sont implantés à angle droit. Exposé à l'action du calorique, il se vaporise sans décomposition; mis en contact avec l'air et l'humidité, il jaunit un peu et acquiert la faculté de rougir le papier de tournesol.

Hydriodate d'ammoniaque. Ce sel, comme les deux précédens, résulte de la combinaison de volumes égaux de gaz ammoniac et de gaz hydriodique. On le forme par saturation directe de ces deux corps; il est blanc, inodore, d'une saveur piquante, cristallisable en cubes; chauffé dans des vases fermés, il se sublime sans altération; mais au contact de l'air, une portion d'acide hydriodique est décomposée par l'oxigène, et la portion d'iode mise à nu colore le sel en jaune. Cette coloration disparaît par l'exposition du sel à l'air, ou en le lavant avec un peu d'eau ammoniacale. La solubilité de ce sel dans l'eau est égale à celle du sel ammoniac.

Hydrofluate d'ammoniaque. La composition de ce sel doit être la même que celle de l'hydrochlorate, c'est-à-dire qu'elle doit résulter de volumes égaux de gaz hydrofluorique et de gaz ammoniac. On le prépare en saturant l'acide hydrofluorique étendu d'eau avec de l'ammoniaque liquide, jusqu'à ce qu'il y ait un léger excès d'alcali, et évaporant la liqueur à une chaleur modérée dans une capsule d'argent ou de platine.

Propriétés. Ce sel est incristallisable; il est incolore, inodore, et d'une saveur piquante. Exposé à l'action du feu, il abandonne une portion d'ammoniaque, devient acide, et se volatilise en fumées blanches très-épaisses, qui peuvent agir sur le verre et le dépolir. Ce sel est très-soluble dans l'eau; sa solution se décompose même à la température de + 100°, et passe à l'état d'hydrofluate acide qui corrode alors le verre.

Hydrosulfate d'ammoniaque. On prépare ce sel en faisant rendre dans un flacon sec, et entouré de glace, du gaz ammoniac d'une part, et de l'autre, du gaz hydrosulfurique. Aussitôt que ces deux gaz se rencontrent, ils s'unissent, et se précipitent sur les parois en cristaux blancs transparens.

Ainsi obtenu, ce sel se présente en aiguilles ou lames transparentes, incolores, qui, à la température ordinaire, se volatilisent et viennent se sublimer à la partie supérieure du flacon qui les contient. L'air agit peu à peu sur ce sel, et le jaunit en le faisant passer à l'état d'hydrosulfate sulfuré. L'eau le dissout avec facilité.

Dans les laboratoires, on fait usage de cet hydrosulfate dissous dans l'eau, comme réactif; alors on le prépare simplement en saturant dans l'appareil de Woulf, de l'ammoniaque liquide avec du gaz hydrosulfurique. Cette solution est peu colorée lors de sa préparation; elle prend une teinte jaunâtre, par suite de son exposition à l'air.

Hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque. Ce composé liquide a été obtenu, pour la première fois, par Boyle, et désigné, à cause de cela, sous le nom de *liqueur fumante de Boyle.*

On prépare cet hydrosulfate sulfuré, en mettant du soufre en contact avec une solution d'hydrosulfate d'ammoniaque; il en résulte un liquide jaune orangé qui est l'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque en solution dans l'eau.

Pour l'obtenir concentré et privé d'eau, on fait un mélange de parties égales de chaux vive et d'hydrochlorate d'ammoniaque pulvérisés et d'une demi-partie de soufre également en poudre. On introduit ce mélange dans une cornue de verre lutée à laquelle est adaptée une alonge qui se rend dans un petit ballon bien sec et fermé par un long tube de verre effilé à son extrémité. Lorsque l'appareil est disposé, on chauffe peu à peu jusqu'à faire rougir la cornue, et l'hydrosulfate sulfuré qui se produit apparaît sous forme de vapeurs jaunâtres qui se condensent dans le petit ballon, qu'on tient refroidi avec des linges mouillés pendant l'opération.

La théorie de cette opération a été long-temps mal con-

nue; ce n'est que depuis les recherches de Vauquelin et M. Gay-Lussac sur ce composé qu'elle a été bien établie. Suivant ces chimistes, voici quelles sont les réactions des substances mises en présence. L'hydrochlorate d'ammoniaque est décomposé par une partie de l'oxide de calcium, d'où résulte du chlorure de calcium, de l'ammoniaque et de l'eau; celle-ci est à son tour décomposée de manière que son oxigène se porte sur une portion du soufre, pour former de l'acide sulfurique qui reste uni à l'autre partie de chaux, tandis que l'hydrogène se combine tout à la fois avec le soufre et l'ammoniaque dégagée pour produire l'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque.

Quelques expériences que nous avons faites sur ce produit nous autorisent à penser que l'acide hydrosulfurique ne se forme pas par la décomposition de l'eau, mais bien par celle de l'acide hydrochlorique lui-même, en présence du sulfure de calcium qui se forme d'abord en chauffant le mélange de chaux de soufre et de sel ammoniac. Notre opinion est appuyée sur ce qu'on obtient cet hydrosulfate sulfuré en chauffant un mélange bien sec d'hydrochlorate d'ammoniaque, de fleur de soufre et de sulfure de fer; l'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque distille et le résidu contient du protochlorure de fer.

Propriétés. Ce produit, ainsi préparé, est liquide, jaune rougeâtre, d'un aspect oléagineux; son odeur est forte et insupportable; mis en contact avec l'air, il exhale des vapeurs par suite de l'action de l'oxigène sur une partie de l'acide hydrosulfurique, car dans les autres gaz il ne produit point de fumées blanches. Une douce chaleur le décompose et le transforme en hydrosulfate d'ammoniaque qui se volatilise et cristallise à une basse température, tandis que le soufre moins volatil s'en trouve séparé.

Mis en contact avec l'eau, une portion de soufre s'en sépare, tandis que l'autre forme avec l'hydrosulfate d'am-

moniaque un autre composé soluble dans l'eau. Les acides agissent sur cet hydrosulfate sulfuré comme sur ceux à base de soude et de potasse; ils en dégagent l'acide hydrosulfurique et en précipitent du soufre en poudre blanche.

Usages. La grande volatilité de ce composé, et la propriété dont jouit sa vapeur de noircir instantanément les sels de plomb et de bismuth le fait employer par les diseurs de bonne aventure pour faire paraître sur un papier les lettres qui y ont été tracées d'avance avec une solution de l'un ou de l'autre de ces sels métalliques. Ils produisent cet effet en écrivant d'avance sur plusieurs papiers avec une solution de nitrate de bismuth ou d'acétate de plomb, et faisant choisir à la personne qui est le sujet de leur expérience un de ces papiers qu'ils enferment dans un bocal au fond duquel on a répandu quelques gouttes de cet hydrosulfate sulfuré. On conçoit alors que le contact de cette vapeur décompose les oxides métalliques, et les transforme en sulfures qui ont une couleur noire.

Hydroséléniate d'ammoniaque. Ce sel n'a pas été particulièrement examiné; on le forme en faisant passer du gaz hydrosélénique dans l'ammoniaque liquide. Il est soluble, d'une couleur orangée foncée, décomposable à l'air, qui en sépare le sélénium en poudre rougeâtre. Sa composition est sans doute analogue à l'hydrosulfate de la même base.

CHAPITRE III.

De la combinaison des oxides entre eux.

Un grand nombre d'oxides métalliques s'unissent ensemble, et produisent des composés qui, sous quelques

rapports, ont la plus grande analogie avec les sels. Ces nouveaux composés se forment bu par l'action de la chaleur, ou par l'intermède de l'eau; mais les résultats sont variables suivant l'état d'oxidation du métal et l'affinité des métaux pour l'oxigène. Tantôt l'oxide enlève tout ou une partie de l'oxigène à l'autre oxide, et le ramène ou à l'état métallique, ou à un autre état d'oxidation. C'est ce qui arrive quand on met en contact quelques-uns des protoxides des premières sections avec les oxides métalliques des dernières. Tantôt l'affinité d'un oxide pour un autre ramène ce dernier à un degré d'oxidation moins élevé pour s'y unir; enfin, tantôt les oxides se combinent sans décomposition : c'est le cas où ils sont indécomposables par le feu et saturés d'oxigène.

Plusieurs de ces composés d'oxides peuvent avec raison être assimilés aux sels; car, comme nous l'avons démontré dans le premier volume de cet ouvrage, quelques oxides jouent, à l'égard des autres, le rôle d'acides; tels sont les oxides d'étain, d'antimoine, etc., etc., que nous avons déjà signalés sous les noms d'*acide stannique*, *antimonieux* et *antimonique*; mais en est-il de même à l'égard des autres oxides, où ces propriétés électro-négatives sont moins développées? nous le croyons. Ainsi, dans l'union de deux oxides entre eux, comme dans toute combinaison chimique, ces deux corps sont constitués, l'un à l'égard de l'autre, dans deux états d'électricité opposés, puisque c'est le seul cas où l'affinité chimique s'exerce entre les molécules. Un autre motif nous autoriserait à le penser. C'est, comme nous l'avons fait observer, pour les sels proprement dits, le rapport simple qui existe entre les quantités d'oxigène contenues dans deux oxides qui sont combinés.

C'est d'après toutes ces considérations que le savant auteur des *Essais sur la théorie des proportions définies* a

établi le nouveau système minéralogique, où toutes les espèces minérales, qu'on regardait naguère comme de simples mélanges ou combinaisons d'oxides métalliques entre eux, sont rangées suivant des formules qui expriment, avec leur composition chimique, l'ordre suivant lequel existe la combinaison des oxides.

Nous ne nous occuperons, dans ce chapitre, que d'exposer les propriétés de ceux de ces composés naturels ou artificiels qui sont ordinairement employés dans les arts.

Les caractères de ces composés d'oxides métalliques sont très-variables ; ils sont en général solides, incolores ou colorés, suivant la nature des oxides combinés; insipides, cassans, plus ou moins fusibles, toujours plus que la moyenne des oxides qui sont unis ; quelques-uns sont transparens, d'autres opaques; ils sont généralement insolubles dans l'eau, peu attaquables par les acides même concentrés, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'un oxide soluble dans l'eau.

Argile, *terre glaise*. Composé naturel de silice et d'alumine formé dans des proportions variables, et que l'on doit regarder comme un véritable *silicate d'alumine*. Ce composé est souvent mélangé avec des débris de matières organiques, de l'oxide de fer et du carbonate de chaux. Dans son état de pureté, l'argile est blanche, douce au toucher ; elle happe à la langue, forme avec l'eau une pâte qui présente beaucoup de ductilité, mais qui durcit par la calcination en prenant du retrait, et peut supporter une haute température sans se fondre. Celles qui sont colorées par une matière organique blanchissent au feu ; les autres, dont la couleur est due à de l'oxide de fer, deviennent rougeâtres par la calcination.

C'est avec la première variété qu'on fabrique la *faïence fine*, dite *terre de pipe* ; c'est avec la troisième qu'on fait les poteries grossières, telles que grès, briques, carreaux,

fourneaux, creusets, etc. Il est essentiel, pour la confection des objets qui doivent supporter une haute température, d'employer une argile privée de carbonate de chaux, dont la présence déterminerait la fusion de la silice et de l'alumine à une chaleur élevée.

Kaolin ou *terre à porcelaine*. Cette terre argileuse paraît provenir de la décomposition du feldspath pétuntzé, qui est un composé naturel d'acide silicique d'alumine et de potasse. Dans certaines circonstances, par des causes inconnues, la potasse est enlevée à cette roche, et l'acide silicique et l'alumine restent mélangées et constituent une masse friable désignée sous le nom de *kaolin*, qui sert à la fabrication de la porcelaine.

Ce produit se rencontre dans beaucoup de pays : il en existe des masses considérables au Japon, à la Chine, en Angleterre, en Saxe et même en France. On en trouve des carrières abondantes près Limoges, aux environs d'Alençon, etc., etc.

Pierres gemmes (pierres précieuses). On désigne par ce nom des pierres dures, naturelles, transparentes, diversement colorées, qu'on emploie, après avoir été taillées et polies, comme objets de luxe et d'ornement. Beaucoup de ces composés naturels sont usités dans les arts pour la confection des bijoux, bagues, colliers, etc. De ce nombre sont l'*émeraude verte du Pérou*, formée de 64,5 d'oxide de silicium, 16 d'oxide d'aluminium, 13 d'oxide de glucinium, 3,25 d'oxide de chrôme, 1,16 d'oxide de calcium, et de 2,00 d'eau; le *rubis spinelle*, composé de 82,47 d'oxide d'aluminium, 8,78 d'oxide de magnésium, 6,57 d'oxide de chrôme; la *topaze jaune du Brésil*, qui contient 48 d'oxide d'aluminium, 30 d'oxide de silicium, 18 d'acide hydrofluorique, 2 d'oxide de fer; le *saphir*, pierre bleue des Indes orientales, composée de

92 d'oxide d'aluminium, 5,25 d'oxide de silicium, et 1,00 d'oxide de fer.

Parmi les composés artificiels formés par la combinaison des différens oxides, nous citerons le verre qui résulte de la combinaison et de la fusion de l'acide silicique avec l'oxide de sodium ou de potassium. Ce composé, remarquable par ses propriétés qui sont généralement connues, est différent suivant la pureté des substances employées à sa fabrication.

Les glaces se préparent en fondant un mélange de sable blanc, de craie, de carbonate de soude calciné, et d'une très-petite quantité de peroxide de manganèse.

Le *verre à vitre* s'obtient en fondant du sable blanc avec des soudes brutes, des rognures de verre blanc et une petite quantité d'oxide de manganèse.

Le *verre employé à la gobeletterie* se fait avec les mêmes matériaux, excepté qu'on remplace la soude par la potasse, et qu'on ajoute au mélange un peu de chaux.

Le *cristal* se fabrique en fondant le sable blanc avec le deutoxide de plomb (minium) et la potasse.

Le *verre à bouteille* se fait avec du sable coloré, de la soude brute de vareck, des cendres non lessivées et des tessons de bouteilles.

Tous ces composés vitreux peuvent être regardés avec raison comme des sur-silicates de soude ou de potasse.

Le cristal, que l'on désigne encore sous le nom de *flint glass*, est un sur-silicate de plomb et de potasse.

Verres colorés. Les verres de couleur ne sont que des verres ordinaires qui ont été fondus avec une certaine quantité d'un oxide capable de les colorer. Ces colorations se font en bleu, par l'oxide de cobalt; en violet, par l'oxide de manganèse; en vert, par l'oxide de chrôme ou de cuivre; en rouge, par le précipité pourpre de Cassius, etc., etc.

Quelques-uns de ces verres colorés artificiellement sont employés aujourd'hui pour imiter les pierres gemmes naturelles. Ce nouvel art a reçu depuis plusieurs années une grande extension entre les mains d'un artiste distingué, M. Douault-Wieland.

Émaux. On donne ce nom à des composés vitreux à base d'oxide de plomb, incolores ou colorés, destinés ou à recouvrir les poteries pour empêcher l'imbibition des liquides à travers leurs pores, ou à être appliqués par fusion sur le cuivre, l'or ou l'argent. Ces composés sont des sur-silicates doubles de plomb et de potasse mêlés parfois à des sur-silicates d'alumine et de chaux. L'émail qu'on applique sur la porcelaine n'est autre chose que la pierre désignée par les minéralogistes sous le nom de *feldspath pétuntzé*, et qui produit par sa décomposition le kaölin.

Celui destiné à recouvrir la faïence blanche est formé de sable blanc ou de cailloux calcinés et pulvérisés, de potasse, de massicot ou protoxide de plomb et de rognures de verre et de cristal. Quant aux faïences communes, dont la terre est colorée en brun ou en rouge, on les recouvre d'un émail blanc rendu opaque par une certaine quantité de potée d'étain.

Mortier. On donne vulgairement ce nom à un mélange de sable et de chaux délayée dans l'eau, propre à être employé dans les constructions pour unir et souder les pierres entre elles. On remplace souvent le sable siliceux par de la brique pilée, des scories de fourneaux, des débris de tuiles, ou des carreaux de terre pulvérisés. Ces mélanges jouissent de la propriété de se durcir au contact de l'air, et d'acquérir une grande solidité avec le temps. Ces effets sont dus tout à la fois à la combinaison qui s'effectue peu à peu entre l'acide silicique, l'alumine et la chaux qui sont en présence, et à la formation d'une certaine quantité de carbonate de chaux.

Dans les constructions susceptibles d'être plongées dans l'eau, on ne pourrait faire usage du mortier indiqué ci-dessus, qui se délaierait peu à peu, et qui ne pourrait contracter toute la dureté qu'il acquerrait à l'air libre. Il résulte des expériences entreprises par M. Vicat, habile ingénieur, que la pierre à chaux, mêlée à 20 ou 30 o/o d'argile, fournit par la calcination une chaux qui, délayée dans l'eau et mélangée à deux parties de sable siliceux, fournit un mortier susceptible de se solidifier sous l'eau, ce qui lui a fait donner le nom de *chaux hydraulique*, à cause de l'usage qu'on en fait et des avantages qu'on en retire dans les constructions des canaux, des piliers des ponts, etc.

Tels sont les principaux composés naturels ou artificiels employés dans les arts. Les bornes de cet ouvrage ne nous permettent pas d'entrer dans de plus grands développemens sur ces composés, dont l'exposé détaillé appartient aux traités de chimie appliquée aux arts.

CHAPITRE IV.

CHIMIE ORGANIQUE.

—

Des substances végétales; de leurs principes immédiats, de leur division et de leur analyse élémentaire.

En commençant l'étude de la chimie, nous avons établi que nous examinerions successivement les différens corps de la nature d'après leur division en trois règnes, et nous

avons exposé les motifs qui ont fait généralement adopter cette marche.

Bien que les corps organiques diffèrent essentiellement des minéraux ou corps bruts par leur organisation intérieure, leurs fonctions et leurs propriétés générales, ils s'en rapprochent néanmoins par la nature des élémens qui les composent. Ces élémens, qui sont en petit nombre, et dont les caractères ont été précédemment exposés ; sont principalement pour les substances végétales, l'*oxigène*, l'*hydrogène* et le *carbone*. Quelques-unes de celles-ci admettent encore un quatrième élément (l'azote). Mais ce dernier fait plus ordinairement partie constituante des substances animales. Toutefois, il en est de celles-ci comme des premières : il s'en rencontre parmi elles qui se rapprochent par leur composition des substances végétales.

Indépendamment des quatre élémens rapportés ci-dessus et qui par leur union forment la masse principale des substances organiques, quelques-unes de celles-ci contiennent de petites quantités de soufre, de phosphore, de fer, de potassium, de sodium et de calcium, etc., etc.

Si l'observation nous fait distinguer et séparer des végétaux des parties ou organes dont les fonctions sont différentes, et concourent à l'entretien de leur vie, la chimie va plus loin : elle nous fait découvrir et isoler les substances plus simples qui composent ces parties, examiner leurs propriétés particulières, leur mode d'action à l'égard des autres corps simples ou composés, et les changemens chimiques qu'elles sont susceptibles d'éprouver, soit naturellement, soit artificiellement. C'est à ces différentes substances isolées, dont la réunion compose le tissu organique ou les produits que le végétal sécrète, qu'on a donné le nom de *principes immédiats des végétaux*.

Ces principes sont mêlés ou combinés les uns avec les autres dans les végétaux, et ce n'est que par des procédés

simples et incapables de les altérer dans leur composition, qu'on parvient à les extraire pour les étudier.

Leur nombre s'est considérablement accru depuis quelques années, et il est probable qu'on en découvrira encore à mesure que les moyens analytiques se perfectionneront. De toutes les classifications qui ont été données, une seule paraît la plus méthodique; elle est établie sur la composition élémentaire des principes immédiats, c'est-à-dire sur les rapports qui existent entre l'oxigène, l'hydrogène et le carbone qui les forment. Assurément, si l'on connaissait d'une manière exacte la composition de tous les principes immédiats, on pourrait aisément les classer en rapprochant ou éloignant ceux qui présentent plus ou moins d'analogie entre eux; mais il s'en faut que nous soyons arrivés à ce point. Les expériences ne sont pas assez nombreuses.

Néanmoins, en ne considérant que le nombre des élémens qui composent les différens principes immédiats organiques, on peut les diviser en cinq ordres et les représenter par des formules simples.

Premier ordre (composé binaire), carbone et hydrogène (C + H).

Deuxième ordre (composé ternaire), carbone, hydrogène et oxigène (C + H + O).

Troisième ordre (composé quaternaire), carbone, hydrogène, oxigène et azote (C + H + O + Az).

Quatrième ordre (composé quinternaire), carbone, hydrogène, oxigène, azote et fer, ou *soufre* ou *phosphore* (C + H + O + Az + F).

Cinquième ordre (composé sexternaire), carbone, hydrogène, oxigène, azote, phosphore et soufre (C + H + O + Az + S + Ph).

Ces deux derniers ordres ne renferment qu'un très-petit nombre de principes immédiats, tandisque la plupart se trouvent rangés dans les deuxième et troisième ordres.

Nous indiquerons ici la classification établie par M. Thénard dans son *Traité de chimie*.

Ce célèbre chimiste a divisé les principes immédiats en sept classes, d'après leur composition élémentaire et leurs propriétés. La première classe comprend ceux qui contiennent un excès d'oxigène par rapport à l'hydrogène; toutes les espèces qui y sont comprises sont acides. Dans la deuxième classe se trouvent ceux qui jouissent des propriétés des bases salifiables; dans la troisième, ceux qui sont neutres et dans lesquels l'oxigène et l'hydrogène sont dans les proportions nécessaires pour former l'eau; dans la quatrième, ceux où l'hydrogène est en excès par rapport à l'oxigène; dans la cinquième, les principes immédiats colorés; dans la sixième, les substances qui, contenant de l'azote, sont désignées par le nom de *matières végéto-animales*.

Dans le tableau ci-contre nous avons placé dans leurs sections respectives les principes et les produits immédiats dont les propriétés sont les plus connues.

TABLEAU *renfermant les principes et les produits immédiats des végétaux dont les propriétés sont les plus connues.*

1re SECTION. Acides naturels.	2e SECTION. Bases salifiables.	3e SECTION. Substances neutres.	4e SECTION. Substances très-hydrogénées.	5e SECTION. Principes colorans.	6e SECTION. Substances végéto-animales.
Acide acétique.	Morphine.	Sucre.	Stéarine.	Indigotine.	Albumine.
—malique.	Codéine.	Mannite.	Oléine.	Hématine.	Ferment.
—oxalique.	Narcéine.	Amidine.	Huiles grasses.	Carthamine.	Osmazôme.
—citrique.	Narcotine.	Amidon.	Huiles volatiles.	Alizarine.	Gliten.
—tartrique.	Méconine.	Arabine.	Résines.	Orcine.	
—paratartrique.	Strychnine.	Bassorine.	Gommes-résines.	Chlorophile.	
—gallique.	Brucine.	Ligneux.	Camphre.		
—benzoïque.	Delphine.	Salicine.	Cire.		
—fungique.	Vératrine.	Populine.	Caoutchouc.		
—kinique.	Cinchonine.	Saponine.			
—méconique.	Quinine.	Pectine.			
—morique.	Emétine.	Inuline.			
—pectique.	Solanine.	Cathartine.			
—cévadique.	Atropine.	Salseparine.			
—hydrocyanique.	Daturine.	Gentianine.			
—margarique.	Cicutine.	Picrotoxine.			
—oléique.	Hyosciamine.	Subérine.			
—laccique.	Aricine.	Pipérine.			
—équisétique.	Nicotine.	Caféine.			
—ulmique.	Curarine.	Asparagine.			
—succinique.					

Tous les principes que nous avons consignés dans ce tableau peuvent être considérés d'une manière générale, par rapport à leurs propriétés.

Ils sont solides ou liquides à la température ordinaire; la plupart peuvent être obtenus sous forme cristalline et régulière. Leur couleur est blanche à l'état de pureté, à l'exception de ceux que nous avons désignés sous le nom de *principes colorans*, et qui ont une couleur particulière.

Le calorique agit de deux manières sur chacun d'eux, suivant qu'ils sont fixes ou volatils; les premiers sont décomposés et transformés en nouveaux produits binaires ou ternaires, qui sont l'eau, le gaz acide carbonique, l'oxide de carbone, l'hydrogène protocarboné ou percarboné, plusieurs composés huileux, de l'acide acétique. Tous ces produits résultent des réactions variées qui s'exercent à des températures différentes entre les proportions d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, qui entrent dans la composition de ces principes. Ceux qui sont volatils n'éprouvent que peu ou point d'altération par le calorique; ils se réduisent simplement en vapeurs, et repassent à leur premier état lorsqu'ils ne sont plus sous l'influence de cet agent physique.

Parmi les corps simples non métalliques, il n'y en a qu'un petit nombre qui ont de l'action sur ces principes à la température ordinaire : ce sont le chlore, l'iode et le brôme, qui, par leur affinité pour l'hydrogène, décomposent la plupart des substances végétales; mais cette action n'est surtout manifeste que sur ceux qui sont colorés naturellement et qui deviennent blancs. L'oxigène, qui est sans effet sur beaucoup de matières végétales à la température ordinaire, agit en présence de la lumière sur quelques-unes, et sur toutes à une température élevée; il se combine à leur hydrogène et leur carbone, et les change en

eau et en acide carbonique, en dégageant du calorique et de la lumière.

Les métaux avides d'oxigène, tels que le potassium et le sodium, agissent en général sur les substances qui en admettent au nombre de leurs principes, et passent à l'état d'oxides en les transformant en d'autres produits.

Quant aux corps composés, leur action est différente : tantôt ils enlèvent une partie de l'oxigène et de l'hydrogène, et mettent une partie du carbone à nu, tantôt leur action se porte seulement sur une partie de l'hydrogène et du carbone; dans tous les cas, la substance végétale modifiée dans sa composition élémentaire passe à un nouvel état.

C'est ainsi qu'agissent beaucoup d'acides minéraux, tels que l'acide sulfurique et nitrique concentrés. Le premier, par sa grande affinité pour l'eau, détermine l'oxigène et l'hydrogène d'une matière végétale à s'unir, en mettant à nu le carbone qui leur était combiné; l'acide nitrique, au contraire, leur enlève par son oxigène une partie d'hydrogène et de carbone, d'où résulte de l'eau, de l'acide carbonique et du deutoxide d'azote, tandis que la matière végétale, ainsi privée d'une portion d'hydrogène et de carbone, se rapproche de l'état des acides, et y passe entièrement par l'excès d'oxigène qu'elle contient alors par rapport aux deux autres élémens. Toutefois, un excès d'acide nitrique finirait par détruire le nouveau composé, en convertissant tout son carbone et son hydrogène en eau et en acide carbonique.

Les oxides métalliques s'unissent aux principes immédiats acides sans les décomposer, et forment avec eux des sels qui sont soumis aux mêmes lois qui régissent les sels minéraux. Quant à leur action sur les autres principes, elle est différente et peu connue. A l'aide de la chaleur et de l'eau, certains oxides métalliques, tels que la potasse

et la soude caustiques, rendent solubles plusieurs de ces principes en déterminant leurs élémens à s'unir dans un autre ordre, et les transforment en corps qui se rapprochent par leurs propriétés des acides proprement dits. Beaucoup d'autres oxides donnent les mêmes résultats; enfin, ceux dont l'oxigène a peu d'affinité pour le métal, sont réduits peu à peu par l'hydrogène et le carbone de la matière avec laquelle ils sont en contact.

L'eau n'agit que par son action dissolvante sur un grand nombre de principes immédiats sans les altérer; mais, à cet égard, il y a des différences dans cette action de l'eau. En général, elle dissout tous ceux des principes immédiats qui sont acides et où l'oxigène prédomine, n'agit que peu sur ceux qui sont alcalins, et est tout-à-fait sans action sur ceux où l'hydrogène est en excès par rapport à l'oxigène. Quant aux autres, les effets sont si variés qu'on ne peut les généraliser; les uns sont solubles, et les autres insolubles dans l'eau.

Les sels offrent aussi des résultats différens dans leur contact avec les principes immédiats. A la température ordinaire et en présence de l'eau, quelques-uns d'entre eux sont décomposés par suite de l'union de l'oxide avec le principe immédiat, ou encore si l'oxide du sel est facilement réductible, l'hydrogène et le carbone le ramènent peu à peu à l'état métallique; enfin, à une chaleur plus ou moins élevée, ces derniers élémens doivent agir sur certains sels, soit en enlevant l'oxigène à l'acide ou à l'oxide, ou à tous les deux en même temps, et alors les produits sont analogues à ceux qu'on obtient en traitant directement ces sels par le carbone ou l'hydrogène à une température élevée.

La composition des substances végétales peut être démontrée dans les produits qu'on en obtient par l'action du feu. En effet, si l'on soumet dans une cornue une sub-

stance végétale fixe, et qu'on la chauffe en faisant passer les produits dans un tube de porcelaine rouge de feu, et communiquant avec un petit flacon muni d'un tube propre à recueillir les gaz sur le mercure, elle se décompose, une partie de son carbone reste dans la cornue sous forme d'une masse noire poreuse, tandis que les autres élémens, l'oxigène, l'hydrogène et l'autre partie du carbone, se combinent dans un autre ordre, et donnent naissance à de nouveaux produits volatils, savoir : à de l'eau, à une huile épaisse, à de l'acide acétique et à un mélange de gaz acide carbonique, d'oxide de carbone et d'hydrogène carboné. Lorsque ces produits sont mis de nouveau en contact avec le tube de porcelaine rouge de feu, l'huile et l'acide acétique sont complètement décomposés, d'où résulte encore de l'eau, du gaz hydrogène protocarboné, du gaz oxide de carbone et un nouveau dépôt de carbone dans le tube. Si l'on examine alors la composition de ces différens produits, on reconnaît qu'ils ne sont formés que par trois élémens, savoir : l'*oxigène*, l'*hydrogène* et le *carbone*. Les subtances végétales azotées donneraient, en outre, une certaine quantité d'azote.

Quoiqu'il soit facile d'arriver par ce moyen à connaître la composition d'une matière végétale, et à déterminer approximativement, par le poids des produits obtenus, le rapport des élémens, il est impossible de reformer, par la synthèse, la substance qui a été l'objet de l'analyse. Cette difficulté, qui ne se rencontre pas pour la plupart des substances minérales, s'offre naturellement ici pour les substances organiques. Assurément, si cette opération pouvait avoir lieu, elle servirait de contrôle aux conclusions qu'on a tirées de la première, comme cela a lieu pour les composés minéraux; mais l'état gazeux de l'oxigène et de l'hydrogène à la température ordinaire, la solidité du carbone, en sont des obstacles qui disparaîtraient néanmoins,

si on pouvait les faire réagir les uns sur les autres sans l'intermède du calorique; car cet agent, loin de favoriser leurs combinaisons dans l'ordre où ils se trouvaient dans la matière organique, en produirait d'autres par les affinités différentes qu'il déterminerait entre ces élémens.

Si tous les moyens que la science fournit pour recomposer les corps sont infructueux à l'égard de la recomposition des substances organiques, il en existe qui permettent au moins de faire varier le rapport de leurs élémens, et d'opérer ainsi la transformation d'un principe immédiat dans un autre, en lui enlevant, soit une partie de son oxigène et son hydrogène, soit une partie de ce dernier et de carbone, soit en l'unissant à une nouvelle dose d'oxigène et d'hydrogène.

Ces moyens cachés que la nature possède et qui caractérisent essentiellement les fonctions des êtres organisés, la chimie en trouve quelques-uns dans les réactions qu'exercent les substances minérales simples ou composées sur les matières organiques.

A une époque encore peu éloignée de la nôtre, où les moyens analytiques étaient alors dans l'enfance, on était surpris de voir deux produits immédiats, ayant des propriétés bien différentes, fournir par le feu absolument les mêmes produits, et n'ayant pas poussé l'examen plus avant, on avait de la peine à se persuader que deux substances, l'une sans action sur l'économie animale, et l'autre vénéneuse, pussent donner les mêmes résultats, et par conséquent offrir la même composition chimique. Mais on était loin de savoir que ces substances, quoique formées des mêmes élémens, les contenaient dans des rapports très-différens.

La détermination de ce rapport entre les différens principes immédiats devenait intéressante pour l'explication d'une foule de phénomènes qui se manifestent dans plu-

sieurs actes de la végétation et de l'animalisation. C'est pourquoi les chimistes ont, à différentes époques, tenté d'arriver à ce but par une suite d'expériences exactes et rationnelles.

La solution de ce problème, qui a occupé alternativement les chimistes les plus distingués de cette époque, présente, dans l'exécution, des difficultés qu'on ne peut surmonter qu'avec les plus grands soins et avec l'habitude de ces opérations.

Nous citerons au premier rang MM. Gay-Lussac, Thénard, ensuite MM. Berzélius, Théodore de Saussure, Chevreul, Bérard et le docteur Prout. Les deux premiers ont imaginé une méthode facile d'apprécier les proportions des principes constituans des matières organiques, en les transformant en eau, en acide carbonique, en azote, et en recueillant tous ces produits.

Ce procédé consiste à fournir à la matière organique assez d'oxigène pour brûler tout son carbone et son hydrogène, et à estimer le rapport de ces produits ainsi que celui de l'azote qui peut s'y trouver. Le chlorate de potasse remplit ce but; il se décompose facilement à une douce chaleur en abandonnant de l'oxigène. Par conséquent, on conçoit qu'une matière organique, mêlée à une certaine quantité de ce sel et exposée subitement à l'action du calorique, sera décomposée aussitôt que son hydrogène et son carbone s'uniront à une partie de l'oxigène dégagé du chlorate, d'où résultera de l'eau en vapeurs, du gaz acide carbonique et du gaz azote, si ce dernier élément entre comme principe constituant dans la matière végétale. Toutefois, ces deux gaz seront mêlés à l'excès d'oxigène provenant du chlorate.

La proportion du chlorate de potasse ajoutée à la matière étant connue, on en conclura facilement celle de l'oxigène qu'il peut fournir; d'un autre côté, par l'analyse

des produits gazeux recueillis, il sera facile d'apprécier le volume d'acide carbonique en l'absorbant par la potasse, et par suite le poids du carbone et de l'oxigène qu'il représente. Si l'on compare alors le volume de l'oxigène qu'a dû fournir le chlorate à celui qui résulte de la somme de l'oxigène qui entre dans l'acide carbonique et de l'oxigène qui est en excès, on trouve une différence qui est due à une portion d'oxigène du chlorate, qui s'est ajoutée à celle que contenait naturellement la substance végétale pour brûler tout l'hydrogène et le convertir en eau.

Pour connaître la quantité de ce dernier produit, il n'est point nécessaire de la recueillir; on la trouve en soustrayant du poids total de la matière végétale, celui du carbone calculé d'après le volume d'acide carbonique; si alors on ajoute au reste le poids de l'oxigène du chlorate qui a brûlé une portion d'hydrogène, on a exactement la proportion d'eau formée, et il est facile de calculer la proportion d'hydrogène qu'elle représente. Quant à celle de l'oxigène que renfermait la substance végétale, elle se trouve connue par la différence entre la somme du carbone et de l'hydrogène ainsi déterminés, et le poids de la matière végétale soumise à l'analyse.

Nous allons éclaircir ces données par un exemple. Supposons qu'on ait décomposé par cette méthode 100 milligrammes d'un corps que nous appelons A, que la quantité d'acide carbonique gazeux formée représente 54 milligrammes de carbone. En retranchant ce dernier poids de 100, on aura un reste qui est de 46 milligrammes. Si à cette dernière quantité qui représente tout l'oxigène et l'hydrogène de la matière, mais dans des rapports inconnus, nous ajoutons la portion d'oxigène du chlorate qui a contribué à brûler tout l'hydrogène, et si nous supposons cette quantité d'oxigène égale à 12, nous aurons $46 + 12 = 58$. Ce dernier poids sera nécessairement ce-

lui de l'eau qui a été produite pendant l'opération. On trouverait par le calcul qu'elle correspond, d'après l'analyse de l'eau à = 6,438 d'hydrogène. Faisant la somme de l'hydrogène et du carbone, et soustrayant ce poids de celui de la matière, on arriverait à connaître par la différence la somme de l'oxigène.

Ainsi, d'après ces résultats on conclurait que 100 parties d'A, sont composés de :

Carbone.........	54,000
Hydrogène	6,438
Oxigène.........	39,562
	100,000

Toutefois ces résultats ne seraient exacts qu'autant qu'on aurait fait, sur les gaz obtenus, les corrections de température et de pression qui sont indispensables.

Pour arriver avec précision à cette détermination, MM. Gay-Lussac et Thénard ont inventé un appareil particulier dans lequel on peut brûler la substance par le chlorate et recueillir les produits gazeux. Cet appareil (*voyez* Pl. VI, fig. 3) consiste en un tube vertical épais, d'un centimètre et demi de diamètre sur trois décimètres de long, qui porte à sa partie supérieure latérale un tube recourbé qui s'engage sous le mercure. Une virole métallique, terminée en entonnoir et mastiquée au haut du tube, laisse passer un robinet particulier. Ce robinet n'est point percé, il porte à sa surface une cavité destinée à loger une petite boulette faite par le mélange de chlorate et de la matière végétale. Une capsule en cuivre plus ou moins creuse entoure une partie du robinet; elle a pour but de contenir de la glace pilée, afin d'empêcher que la couche de graisse qui recouvre le robinet, ne fonde et ne laisse échapper du gaz. L'appareil doit être disposé comme nous l'avons figuré.

Lorsque l'on veut expérimenter, on broie bien la ma-

tière végétale qu'on veut analyser, et on procède à sa dessiccation au degré de l'eau bouillante. Lorsqu'elle est bien sèche, on la pèse exactement et on la mêle avec un poids connu de chlorate de potasse fondu, en en faisant une pâte humide sur la table d'un porphyre de verre. Lorsque cette pâte est ferme, on la moule et on en forme de petites boulettes qu'on dessèche ensuite dans une étuve à vapeur. La quantité de la substance et du chlorate qui sont mélangés étant connue, il est facile de savoir combien, dans un poids déterminé de ces boulettes, il y a de chlorate et de substance végétale sèche.

Toutes ces préparations préliminaires étant terminées, on expose la partie inférieure du tube vertical au rouge obscur, et, à l'aide de l'entonnoir qui est adapté au robinet, on fait passer successivement, au moyen du robinet particulier, un certain nombre de boulettes. Lorsqu'elles touchent le fond du tube qui est rouge, elles s'enflamment aussitôt, et donnent lieu à un dégagement de gaz qui chasse tout l'air qui était contenu dans le tube, et le remplace. Les choses étant à ce point, on pèse exactement un certain nombre de ces boulettes, et on les décompose comme dans le premier cas, en ayant soin de recueillir tous les produits dans des flacons gradués et remplis de mercure. La combustion terminée, on estime le volume des gaz produits, on ramène leur volume à la pression de $0^m,76$ et à la température de 0, et on les analyse en absorbant l'acide carbonique par la potasse et se conformant à ce que nous avons précédemment rapporté.

Si la matière organique contenait de l'azote au nombre de ses élémens, il faudrait alors estimer la proportion de ce gaz qui se trouverait avec l'excès d'oxigène employé en absorbant ce dernier par l'hydrogène. Mais le procédé analytique que nous venons de décrire est moins précis et exact pour les substances organiques azotées, que pour

celles qui en sont dépourvues, car il se forme toujours, pendant cette opération, et avec les premières, plus ou moins de gaz acide nitreux qui agit sur le mercure et est en partie absorbé. C'est à l'aide de ce procédé que MM. Gay-Lussac et Thénard ont analysé un grand nombre de principes immédiats des végétaux et quelques-uns des animaux. MM. Berzélius et Théodore de Saussure ont chacun de leur côté employé une autre méthode, et ont obtenu des résultats un peu différens de ceux annoncés par les premiers chimistes, différences qui sont dues sans doute au mode d'opérer.

M. Gay-Lussac, depuis ces premiers essais sur l'analyse élémentaire des principes immédiats, a substitué à l'emploi du chlorate de potasse le deutoxide de cuivre qui est décomposé avec facilité, au rouge obscur, par l'hydrogène et le carbone en les transformant en eau et en acide carbonique. Ce nouveau moyen, plus simple et plus expéditif, a d'abord été mis en usage pour l'analyse des substances animales, il peut également servir pour celle des substances végétales fixes ou volatiles, avantage que ne présentait point le chlorate de potasse.

Ce procédé a été mis d'abord à exécution par MM. Bérard et Chevreul. Il consiste à mêler la matière organique qu'on veut analyser avec 20 à 25 fois son poids de deutoxide de cuivre sec, introduire ce mélange dans un tube de verre fermé par un bout, le recouvrir d'une couche d'oxide de cuivre de quelques pouces de longueur, et ajouter par-dessus celle-ci une autre couche de grosse limaille de cuivre. On dispose ensuite le tube horizontalement dans un petit fourneau, en le plaçant dans deux gouttières de tôle qui l'embrassent dans toute sa longueur, et on termine son ouverture par un petit bouchon qui laisse passer un long tube de $0^{m},76$ de longueur sur 2 à 3 millimètres de diamètre. Ce tube va s'engager sur la cuve

à mercure, et se rend dans le goulot d'un flacon jaugé et rempli de mercure sec. (*Voy.* pl. VI, fig. 4.) On chauffe alors le tube peu à peu, d'avant en arrière, de manière à ce que les couches de cuivre et d'oxide soient portées au rouge obscur avant que la matière se décompose; par cette disposition, on rend complète la combustion des matières qui échappent à l'oxide qui est mélangé, et on s'oppose à la formation du deutoxide d'azote qui serait décomposé par la couche de cuivre à la chaleur rouge. L'hydrogène et le carbone de la matière organique enlèvent à cette température, au deutoxide de cuivre, tout l'oxigène qui leur est nécessaire pour les transformer entièrement en eau et en gaz acide carbonique; quant à l'azote, lorsqu'il existe dans la substance organique, il se dégage à l'état de gaz conjointement avec l'acide carbonique, et peut en être séparé exactement par une solution de potasse caustique.

Pour calculer ensuite les résultats, il est plusieurs conditions à observer, c'est de connaître la capacité du tube, le volume des substances placées dans le tube, la quantité d'oxigène fournie par le deutoxide de cuivre pour brûler la matière. On obtient aisément celle-ci en pesant le tube rempli avant la calcination et après; la perte de poids qu'il a éprouvée est due tout à la fois à la matière végétale brûlée et à la portion d'oxigène qui lui a été fournie. En retranchant de la perte totale le poids de la matière, on connaît celui de l'oxigène employé. Le volume du gaz acide carbonique est facile à évaluer; on estime facilement la quantité d'oxigène et de carbone qu'il représente. Quant au poids de l'azote, il est connu par son volume. Maintenant, pour avoir le rapport de l'hydrogène et de l'oxigène, il n'y a qu'à faire la somme du carbone et de l'azote, dont les quantités ont été déterminées ci-dessus, soustraire cette somme du poids de la substance organique : la diffé-

rence qui est produite par l'oxigène et l'hydrogène qu'elle contient, ajoutée à la portion d'oxigène qui n'a pas été employée à la formation de l'acide carbonique, fait connaître exactement le poids de l'eau produite et par conséquent la quantité d'hydrogène. Quant au poids de l'oxigène qui entrait dans la composition de la substance organique, la somme du carbone, de l'azote et de l'hydrogène le fait aisément connaître.

Les diverses méthodes proposées depuis pour l'analyse élémentaire organique, ont reçu entre les mains de MM. Gay-Lussac, Dumas, Pelletier, Liebig, Prout, Henry fils et Couerbe, diverses modifications importantes qui, en aplanissant les difficultés de ces opérations, ont fourni des résultats plus exacts que ceux qui avaient été obtenus à une époque ou les moyens d'analyse étaient encore peu perfectionnés.

Les bornes de cet ouvrage ne nous permettant pas d'entrer dans tous les détails des opérations qui doivent être faites dans ces sortes d'analyses, nous nous contenterons d'exposer succinctement les modifications apportées par M. Liebig, et qui, en simplifiant les procédés, les rendent plus précis.

M. Liebig, au lieu de recueillir le gaz acide carbonique comme nous l'avons exposé plus loin, pour en prendre le volume, l'absorbe par une solution de potasse caustique qui est contenue dans un petit appareil annexé au moyen de tubes de caoutchouc au tube renfermant le chlorure de calcium. Cet appareil consiste en un tube de verre portant cinq renflemens ou boules d'un pouce de diamètre, et en partie remplis de solution de potasse caustique à 45° de l'aréomètre ; par la différence de poids de la solution alcaline avant et après l'opération, on a le poids de l'acide carbonique formé pendant la calcination.

Ce nouveau procédé, dont l'exactitude a été confirmée par plusieurs chimistes, est aujourd'hui mis en pratique par tous ceux qui se livrent à ces sortes de travaux.

La détermination exacte de la composition des principes organiques en général, en nous donnant des idées justes sur ces composés, nous démontre que leurs élémens ne sont pas combinés dans des rapports aussi simples entre eux que nous le présentent les composés inorganiques ou du règne minéral; ceux-ci sont ordinairement formés d'un atome d'un élément uni à un ou plusieurs atomes d'un autre, ceux-là offrent une réunion de plusieurs atomes de chaque élément.

La composition des principes organiques peut être envisagée sous un autre point de vue: on peut les considérer comme des oxides d'un radical composé, ou comme des combinaisons résultant d'atomes binaires du premier ou du deuxième ordre. Cette manière de voir, en rapprochant les composés organiques des composés inorganiques, permet à l'esprit de mieux apprécier les réactions qui sont susceptibles de se produire entre leurs molécules et les produits qui doivent en résulter.

Des acides végétaux naturels.

Les acides végétaux composent une classe très-nombreuse; ils se rencontrent tout formés dans les plantes, soit à l'état de liberté, soit unis à la potasse, la soude, la chaux, la magnésie, ou à des alcaloïdes organiques.

Leur nom est souvent dérivé de la substance où on les a d'abord trouvés, ou de celle qui a servi à les obtenir.

En général, ils sont solides, blancs, susceptibles de cristalliser régulièrement; leur action est plus ou moins énergique sur la teinture de tournesol; leur odeur est nulle, à l'exception de celle de l'acide acétique. Un petit nombre se

volatilisent par la chaleur sans éprouver d'altération sensible dans leurs propriétés ; les autres, au contraire se décomposent entièrement ou partiellement, et donnent, comme les autres substances végétales, de l'eau, de l'acide carbonique, de l'hydrogène protocarboné, de l'huile, de l'acide et du charbon ; quelques-uns se transforment ainsi par le calorique en nouveaux acides, qui se trouvent mêlés avec les autres produits de la décomposition.

Tous les acides végétaux à l'état solide n'éprouvent point d'altération à l'air sec ; mais lorsqu'il est saturé d'humidité, ils s'humectent peu à peu et tombent en déliquescence.

L'eau les dissout tous, mais en proportion différente, à l'exception de ceux qui, par leur nature, se rapprochent des huiles. L'alcool agit comme l'eau sur ces principes, mais il dissout de plus ces derniers acides.

Les oxides métalliques se combinent avec ces acides comme avec ceux tirés du règne minéral ; ils forment des sels à différens états de saturation, et qui sont soumis à la même loi de composition que les sels minéraux. Plusieurs d'entre eux peuvent aussi s'unir et produire des sels doubles. La chaleur agit sur ces combinaisons salines comme sur les acides eux-mêmes, c'est-à-dire qu'elle les décompose en les transformant en eau, en acide carbonique, hydrogène carboné, huile, acide acétique et charbon, et en laissant l'oxide métallique mêlé à ce dernier corps, ou à l'état de carbonate, ou à l'état d'un oxide moins oxigéné, ou enfin à l'état métallique, suivant la nature de cet oxide et la température à laquelle le résidu de la décomposition a été exposé.

La composition des acides végétaux est différente pour chacun d'eux ; elle varie par les proportions d'oxigène, d'hydrogène et de carbone. Ceux qui sont fixes et très-so-

lubles contiennent un excès d'oxigène par rapport à l'hydrogène; ceux qui sont volatils renferment, au contraire, un excès d'hydrogène, et enfin, ceux qui sont huileux beaucoup de carbone et d'hydrogène. Dans aucun cas, la quantité d'oxigène contenue dans les acides n'est suffisante pour brûler tout le carbone et l'hydrogène.

Dans la réaction des acides minéraux et des oxides métalliques sur certains principes immédiats, on produit des acides dont quelques-uns sont semblables à plusieurs de ceux qui existent dans la nature, tandis que les autres s'en éloignent par leurs propriétés particulières. Ces derniers acides artificiels sont connus par des noms particuliers, comme nous l'indiquerons en traitant de ces réactions.

Acide acétique.

Cet acide se rencontre fréquemment dans la nature; il existe dans beaucoup de substances à l'état de mélange, ou uni à des oxides métalliques; il a été trouvé combiné à la potasse, dans la sève de presque tous les végétaux, dans les sucs de beaucoup de plantes. Plusieurs liqueurs animales, telles que la sueur, l'urine et le lait, en contiennent de petites quantités. Il se forme dans beaucoup de circonstances par la distillation des végétaux, et à la suite de fermentation particulière; c'est ainsi qu'il se développe peu à peu dans le vin qui s'aigrit à l'air, et c'est au produit qui en résulte qu'on a d'abord donné le nom de *vinaigre*. Les qualités de ce produit sont dues à la présence de cet acide, qui a reçu le nom d'*acide acétique* (acetum aigre). L'extraction de cet acide à l'état de pureté peut être faite de différentes manières, suivant qu'on veut l'obtenir pur ou uni à une certaine quantité d'eau. Sa quantité est si petite dans les végétaux, que ce n'est pas de ceux-ci qu'on le retire; on le sépare des sels qu'il forme avec les bases,

et qui sont préparés en grande quantité pour le besoin des arts.

Cet acide étant volatil, peut être extrait du vinaigre par la distillation ; mais alors il est uni à une certaine quantité d'eau, et connu sous le nom de *vinaigre distillé*, *acide acétique faible* ; sous cet état il sert dans les laboratoires à la préparation de certains acétates.

On l'obtient concentré en décomposant par le feu, le deutoacétate de cuivre. L'appareil qu'on emploie est simple ; il consiste en une cornue de grès lutée qu'on remplit aux deux tiers d'acétate de cuivre cristallisé et desséché. Après avoir placé cette cornue dans un fourneau à réverbère, on la fait communiquer à une alonge qui se rend dans un ballon tubulé, plongeant dans une terrine remplie d'eau, à la tubulure duquel est ajusté un long tube droit. Lorsque les jointures ont été lutées, on chauffe graduellement la cornue jusqu'à ce qu'il ne s'en dégage plus de vapeurs, ce qui a lieu quand elle est portée au rouge obscur. Les résultats de cette opération sont faciles à concevoir : la chaleur, en éloignant les molécules d'acide acétique de celles du deutoxide de cuivre, les met hors de leur sphère d'attraction ; mais, comme à la température où cette décomposition a lieu, le deutoxide de cuivre peut réagir sur les élémens de l'acide acétique, une portion de celui-ci est décomposée par l'oxigène du deutoxide de cuivre, d'où résulte de l'eau, de l'acide carbonique et du cuivre à l'état métallique. Ce dernier reste au fond de la cornue sous forme d'une poudre rougeâtre, tandis que l'autre partie d'acide acétique se volatilise et vient se condenser dans le ballon en un liquide coloré en vert, par une portion d'acétate de cuivre qui s'est sublimée pendant la calcination, et qui a été dissoute par l'acide.

Ce produit est formé d'acide acétique, d'une petite quantité d'eau, et d'une matière volatile particulière qui se

formé pendant la distillation de plusieurs acétates, et à laquelle on a donné le nom d'*esprit pyroacétique*.

On purifie cet acide en le distillant à une douce chaleur dans une cornue de verre munie d'une alonge et d'un récipient, et mettant à part les premières portions distillées qui contiennent l'esprit pyroacétique, et une petite quantité d'acide, l'acétate de cuivre qui le colorait reste au fond de la cornue, et l'acide acétique est obtenu ainsi incolore.

Propriétés. Cet acide est liquide à la température ordinaire, d'une odeur piquante très-forte; sa saveur est acide et caustique. Il se congèle en une masse cristalline à + 13°; sa densité à l'état liquide, et dans son plus grand état de concentration, est de 1,063; elle augmente jusqu'à ce qu'il soit mêlé à un tiers de son poids d'eau, et est alors de 1,079; au-dessus de cette proportion, elle diminue et revient insensiblement à ce qu'elle était, lorsque le rapport de l'acide à l'eau est : : 100 : 112.

Soumis à l'action de la chaleur, l'acide acétique se volatilise sans se décomposer, et bout au-dessus de + 100°, ce qui explique pourquoi, dans la distillation du vinaigre, les premières portions distillées sont plus chargées d'eau que les dernières. Son affinité pour l'eau est si grande, qu'il attire celle qui est en vapeurs dans l'atmosphère, et augmente peu à peu de densité. Lorsqu'il est le plus concentré possible, il contient encore 14,89 d'eau pour cent, ou 2 atomes.

L'acide acétique, préparé comme nous l'avons rapporté, est connu dans les pharmacies sous le nom de *vinaigre radical*. C'est avec lui qu'on forme le *sel de vinaigre*, qu'on fait respirer aux personnes qui tombent en défaillance ou en syncope. Ce sel consiste simplement en cristaux de sulfate de potasse arrosés de cet acide, qu'on tient enfermés dans un flacon bien bouché.

Les usages de l'acide acétique étendu d'eau sont nombreux ; à l'état de vinaigre, il est employé comme aliment et condiment, et entre dans un grand nombre de préparations pharmaceutiques.

Cet acide anhydre est composé, d'après M. Berzélius, de :

Carbone..........	47,536.....	4 atomes.
Hydrogène........	5,822.....	1 atome.
Oxigène...........	46,642.....	3 atomes.

Sa capacité de saturation est de 14,547, c'est-à-dire le tiers de l'oxigène qu'il contient.

Plusieurs autres procédés sont usités pour obtenir cet acide, ils sont fondés sur la décomposition des acétates par l'intermède de l'acide sulfurique concentré. Dans les arts, on tire parti de celui qui existe dans le produit liquide de la distillation du bois. Ce produit formé de goudron, d'eau et d'acide acétique, est saturé par la craie (carbonate de chaux) ; l'acétate de chaux qui en provient, évaporé à siccité, est calciné légèrement pour volatiliser et charbonner l'huile empyreumatique. Cette opération terminée, on redissout le résidu dans quatre à cinq fois son poids d'eau, et on y ajoute une solution concentrée de sulfate de soude ; il en résulte alors une double décomposition, précipitation de sulfate de chaux insoluble, et formation d'acétate de soude qu'on peut obtenir par évaporation et cristallisation de la liqueur. C'est de ce sel purifié qu'on obtient l'acide acétique en le décomposant dans une cornue par une quantité suffisante d'acide sulfurique.

Cet acide, à l'état de pureté, est incolore, et jouit de toutes les propriétés de l'acide acétique ordinaire ; il peut servir aux mêmes usages que le premier. On le connaît dans le commerce sous le nom de *vinaigre de bois* (acide pyroligneux). Étendu d'une certaine quantité d'eau et aromatisé, il forme un vinaigre de table très-agréable.

Acétates.

Caractères distinctifs. Cels sels projetés sur les charbons se boursouflent, noircissent en répandant une odeur de sucre ou de vinaigre brûlés; traités par l'acide sulfurique concentré, ils dégagent, ou à froid, ou à une douce chaleur, l'odeur piquante et caractéristique de l'acide acétique.

Tous les acétates sont décomposables au feu comme tous les sels organiques, mais ils se comportent différemment : ceux à base de potasse, de soude, de chaux, de barite, donnent lieu à tous les produits que nous avons annoncés dans nos généralités; les autres fournissent, indépendamment de ceux-ci, de l'acide acétique et de l'esprit pyroacétique, et d'autant plus du premier que l'acétate exige moins de chaleur pour être décomposé.

L'esprit pyroacétique que nous signalons ici est un liquide incolore, d'une densité de 0,792, d'une odeur agréable de menthe, très-volatil et inflammable, qui existe surtout en assez grande quantité dans le produit de la distillation de l'acétate de plomb. On le sépare de l'acide acétique, avec lequel il est mêlé, en saturant celui-ci par la potasse et distillant le produit à une douce chaleur; l'esprit pyroacétique qu'on obtient est ensuite distillé sur du chlorure de calcium pour le priver d'eau.

L'esprit pyroacétique désigné par quelques chimistes sous le nom d'*acétone*, est composé de carbone 3 atomes, hydrogène 6 atomes, oxigène 1 atome.

Le chlore le transforme en un composé huileux dans lequel 2 atomes d'hydrogène sont enlevés et remplacés par 2 atomes de chlore. Ce composé a été désigné sous le nom de *chloroforme*.

Acétate de potasse. L'existence de ce sel dans les végétaux a été signalée : celui qu'on emploie pour l'usage mé-

dical est un produit artificiel. Il était désigné autrefois sous le nom de *terre foliée végétale*, *terre foliée du tartre*.

On le prépare en saturant le vinaigre distillé, ou l'acide acétique faible, par le carbonate de potasse, filtrant la liqueur et la faisant évaporer à siccité dans une bassine d'argent. Lorsqu'on fait usage de vinaigre distillé, le produit de l'évaporation est coloré par une matière organique qui était contenue dans l'acide; alors il faut le purifier en le redissolvant dans l'eau, ajouter un peu de charbon animal à la liqueur, la filtrer et la faire évaporer comme précédemment. Lorsque ce sel est obtenu à l'état concret et bien sec, on le renferme dans des flacons qu'on bouche hermétiquement.

Propriétés. L'acétate de potasse pur se présente en une masse blanche, inodore, formée d'aiguilles ou de petits feuillets. On ne peut l'obtenir cristallisé régulièrement qu'avec difficulté : sa saveur est chaude et piquante. Exposé à l'air, il en attire si promptement l'humidité, qu'il se recouvre de gouttelettes d'eau à sa surface, et se liquéfie promptement. C'est un des sels les plus solubles que l'on connaisse.

L'alcool le dissout aussi avec facilité. Il est composé de : acide acétique 52,55, potasse 47,75, ou 1 atome d'acide contre 1 atome de base.

Usages. Ce sel est employé en médecine comme fondant et diurétique.

Acétate de soude (terre foliée minérale). Ce sel s'obtient comme celui de potasse. Il est blanc, cristallise en longs prismes striés; sa saveur est piquante et amère. L'air ne lui fait point éprouver d'altération. Soumis à l'action de la chaleur, il fond, et ensuite se décompose en se transformant en carbonate de soude. L'eau, à $+ 15^{\circ}$, en dissout $\frac{1}{3}$ de son poids. Son usage, en médecine, est peu étendu aujourd'hui. Dans les arts, comme il est l'objet

d'une grande fabrication, il sert pour obtenir l'acide acétique pur.

Acétate de chaux. Même préparation que les précédens. Ce sel cristallise en aiguilles blanches prismatiques très-brillantes. Sa saveur est âcre et piquante; il est inaltérable à l'air, et se dissout dans l'eau avec facilité. On le forme, dans les arts, en saturant le produit de la distillation du bois par le carbonate de chaux.

Acétate de magnésie. Ce sel est difficile à obtenir cristallisé; il est déliquescent, incolore, d'une saveur très-amère, et très-soluble dans l'eau.

Protoacétate de fer. L'acide acétique faible dissout le fer avec dégagement d'hydrogène, et se transforme en protoacétate de fer soluble. Ce sel est verdâtre, susceptible de cristalliser en petits prismes. Sa saveur est styptique; sa solution, exposée à l'air, se convertit en peracétate de fer acide et en sous-peracétate, qui se précipite en poudre rouge jaunâtre.

Peracétate de fer. Il se forme en traitant le fer au contact de l'air par l'acide acétique faible. Ce sel est brun rougeâtre, incristallisable et déliquescent; il est employé en teinture, et se prépare économiquement avec l'acide pyroligneux.

Deutoacétates de cuivre. L'acide acétique s'unit en plusieurs proportions avec le deutoxide de cuivre. Deux de ces composés sont connus depuis long-temps, et employés en médecine et dans les arts: ce sont le sous-deutoacétate et le deutoacétate de cuivre.

Le premier sel, désigné sous le nom de *verdet* (vert de gris), se prépare dans les environs de Montpellier, en plaçant dans des caves, entre des couches de marc de raisin, des lames de cuivre, et les abandonnant ainsi pendant cinq à six semaines. Au bout de ce temps, les lames de cuivre sont recouvertes d'une couche verdâtre de sous-

deutoacétate. Il est facile d'expliquer la formation de ce sel : le marc contient toujours une certaine quantité de vin, qui, venant à fermenter, est converti peu à peu en vinaigre. Cet acide alors détermine au contact de l'air humide, l'oxidation du cuivre. Ces deux produits se combinent à mesure pour former le *vert de gris*. Lorsque la couche de ce sel est assez épaissé, on l'enlève par le grattage, et on replace les lames de cuivre entre de nouvelles couches de marc.

Propriétés. Ce sel est sous la forme d'une matière pulvérulente, bleuâtre ou d'un vert bleuâtre, inaltérable à l'air, décomposable par la chaleur. Mis en contact avec une grande quantité d'eau, il est transformé en acétate neutre qui se dissout, et en hydrate de deutoxide de cuivre insoluble (Berzélius). Ce sel est composé tantôt d'acétate sesqui-basique, tantôt d'acétate bi-basique.

Il est employé en médecine et en pharmacie; mais en raison de son action vénéneuse, il n'entre que dans des préparations externes. On en fait usage dans la peinture à l'huile, et dans quelques opérations de teinture.

Deutoacétate de cuivre neutre. Ce sel est connu dans le commerce sous le nom de *verdet cristallisé* (cristaux de Vénus). On l'obtient en dissolvant à chaud le vert de gris (*sous-acétate de cuivre*) dans l'acide acétique faible ou le vinaigre, évaporant convenablement la liqueur et la versant chaude dans des vases où on a disposé des bâtons fendus en quatre, sur lesquels l'acétate vient cristalliser.

Propriétés. L'acétate neutre de cuivre se présente en cristaux rhomboïdaux groupés les uns sur les autres et d'une couleur verte bleuâtre; il a une saveur sucrée et styptique. Exposé à l'air sec, il s'effleurit un peu. La chaleur le décompose, comme nous l'avons exposé précédemment. L'eau le dissout avec facilité, et produit une solution d'un vert bleuâtre, employée comme couleur sous le

nom de *vert d'eau*. Il est composé d'un atome d'acide, d'un atome de deutoxide de cuivre, et de deux atomes d'eau.

Ce sel est usité dans les laboratoires pour préparer le vinaigre radical.

L'acide acétique s'unit en trois proportions avec le protoxide de plomb; deux de ces combinaisons sont employées soit en médecine, soit dans les arts, savoir, le protoacétate neutre, et le sous-protoacétate ou acétate tri-basique.

Protoacétate de plomb. On le connaît depuis long-temps sous le nom de *sel de Saturne*, *sucre de Saturne*, *sucre de plomb*. Le premier nom lui a été donné, parce que le plomb était désigné par les alchimistes sous le nom de *Saturne*; le second et le troisième, à cause de sa saveur sucrée. La préparation de ce sel est simple : elle consiste à saturer à chaud du vinaigre distillé ou de l'acide acétique faible par de la litharge porphyrisée. L'opération se fait facilement en plaçant l'acide dans une chaudière de cuivre étamée, et y projetant peu à peu l'oxide. Lorsque la saturation est opérée, on concentre la liqueur et on la met dans des terrines, où le sel cristallise par le refroidissement en aiguilles blanches.

Propriétés. Ce sel est blanc, d'une saveur sucrée et ensuite astringente; il cristallise en petites aiguilles satinées ayant la forme de prismes tétraèdres aplatis, terminés par des sommets dièdres. L'air ne lui fait éprouver aucune altération; il se dissout dans trois parties d'eau à la température ordinaire; l'eau bouillante en dissout un peu plus. Sa composition, d'après M. Berzélius, est de 26,96 d'acide acétique, 58,71 de protoxide de plomb, et 14,33 d'eau, ou 1 atome acide, 1 atome oxide, 3 atomes eau.

Usages. On l'emploie à l'extérieur, en médecine, comme répercussif; à l'intérieur, il est usité, à petite dose,

comme astringent dans le traitement des sécrétions muqueuses exagérées, et des sueurs colliquatives. Dans les arts, on en fait un fréquent usage dans la fabrication des toiles peintes.

Sousprotoacétate de plomb. Il existe deux espèces de ce sous-sel. La première, qui est un acétate de plomb tri-basique, anciennement connue sous le nom d'*extrait de Saturne*, *extrait de Goulard*, se préparait en sursaturant à chaud le vinaigre de protoxide de plomb. Mais à ce procédé, qui offre quelques inconvéniens, on en a substitué un autre qui est généralement employé aujourd'hui. Ce procédé consiste à dissoudre l'acétate neutre de plomb dans trois parties d'eau distillée, et à faire chauffer cette solution dans une bassine de cuivre, en y ajoutant une quantité de litharge pulvérisée et calcinée égale au tiers du poids de l'acétate. On fait bouillir en agitant de temps en temps, avec une spatule de bois, jusqu'à ce que l'oxide soit dissous, et que la liqueur bouillante marque 30° au pèse-sel. Lorsqu'on est arrivé à ce point, on la laisse refroidir, et après l'avoir filtrée. on la conserve à l'abri de l'air dans des flacons bouchés avec soin, où on la concentre pour obtenir le sous-acétaté cristallisé.

Propriétés. Ce sel se présente en lames opaques blanches, d'une saveur analogue à celle de l'acétate : il est inaltérable à l'air, et moins soluble que l'acétate neutre. Sa solution verdit le sirop de violettes, et ramène au bleu le papier de tournesol rougi; elle est décomposée peu à peu par l'air, qui en précipite une partie de l'oxide à l'état de carbonate insoluble. L'acide carbonique gazeux ou dissous dans l'eau produit cet effet plus promptement; il s'empare de la moitié de l'oxide du sous-acétate, le précipite à l'état de carbonate, et ramène ainsi le sel à l'état d'acétate neutre. C'est sur cette propriété qu'est fondée aujourd'hui la préparation du carbonate de plomb à Clichy, près Paris.

Ce sous-acétate, mis en contact avec l'eau distillée, est décomposé peu à peu; il se transforme en acétate neutre et en un sous-acétate contenant plus d'oxide. L'eau de rivière produit un autre effet : elle le décompose en partie par les carbonates et les sulfates qu'elle contient et donne un liquide blanc laiteux employé en médecine sous les noms d'*eau blanche*; d'*eau végéto-minérale* ou d'*eau de Goulard*.

Ce sel est composé, d'après M. Berzélius, de : acide acétique 13,23, protoxide de plomb 86,77, ou 1 atome d'acide et trois atomes d'oxide. Suivant ce chimiste, il existe un autre sous-acétate renfermant le double d'oxide; il est insoluble dans l'eau, et peut être obtenu en versant une petite quantité d'ammoniaque dans un excès de sous-acétate de plomb.

Protoacétate de mercure. On prépare ce sel, en raison de son peu de solubilité, en versant dans une solution de protonitrate de mercure une solution d'acétate de potasse. Il se forme aussitôt un précipité blanc de protoacétate de mercure, qu'on recueille et qu'on lave avec de l'eau froide. Ce sel est en lames blanches micacées; il est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante : il est facilement décomposé par le feu.

Deutoacétate de mercure. On le prépare en dissolvant à chaud le deutoxide de mercure pulvérisé dans du vinaigre distillé, filtrant la liqueur bouillante et la laissant refroidir.

Ce sel est en cristaux lamelleux blancs et nacrés; il a une saveur styptique prononcée et désagréable. L'air est sans action sur lui : il est peu soluble dans l'eau froide, mais beaucoup plus dans l'eau bouillante. Sa solution, exposée quelque temps à cette température, perd une partie d'acide acétique, et laisse déposer la portion de deutoxide

correspondante. Cet acétate entre dans la composition de plusieurs préparations pharmaceutiques.

Acétate d'ammoniaque. Ce sel portait autrefois le nom d'*esprit de Mindérérus*; il est encore connu sous ce nom dans les pharmacies et les dispensaires. On le forme en saturant à froid ou à une douce chaleur du vinaigre distillé, ou de l'acide acétique pur étendu d'eau par du carbonate d'ammoniaque ou par de l'ammoniaque, évaporant la dissolution jusqu'à ce qu'elle marque 5° à l'aréomètre, et saturant par une dose convenable d'ammoniaque l'acide qui a été mis à nu par la concentration. Il est d'une saveur très-piquante.

Ce sel est incristallisable à l'état neutre; il ne peut exister qu'en solution dans l'eau; car lorsqu'on la concentre, elle perd une portion d'ammoniaque et passe à l'état d'acétate acide, qui se sublime en aiguilles déliées et aplaties. On l'emploie, en médecine, à l'état liquide; il s'administre à l'intérieur comme excitant, diaphorétique et apéritif.

Acide malique.

Cet acide a été ainsi désigné, parce que sa présence a d'abord été reconnue dans le suc des pommes. On l'a depuis rencontré dans beaucoup de fruits acides à l'état de liberté, ou mêlé à d'autres acides végétaux. Il peut être extrait facilement de tous les fruits qui le contiennent; mais l'un de ceux-ci le fournit parfaitement pur: c'est le fruit du sorbier.

Pour le retirer, on prend les baies mûres du sorbier (*sorbus aucuparia*), on les écrase bien dans un mortier de marbre et on les soumet à la presse. Le suc jaunâtre qui en provient est filtré aussitôt; il contient alors l'acide malique, une matière colorante et une matière gommeuse. On y verse une solution d'acétate de plomb neutre; il se

forme à l'instant un précipité blanc très-abondant de malate de plomb; on recueille ce précipité sur un filtre, on le lave à l'eau froide, et ensuite on le fait bouillir à plusieurs reprises dans l'eau distillée, qui dissout le malate de plomb et le laisse cristalliser en partie par le refroidissement sous forme de petites aiguilles blanches.

Lorsqu'on a obtenu le malate de plomb pur, on le transforme en malate acide de plomb, en le faisant bouillir dans l'eau avec un dixième de son poids d'acide sulfurique; on sépare le sulfate de plomb formé par le filtre, et ensuite on fait passer dans la liqueur un courant de gaz hydrosulfurique pour précipiter tout l'oxide de plomb. Ce dernier est converti en sulfure de plomb insoluble qu'on sépare, et l'acide malique reste en solution dans l'eau et peut être obtenu par l'évaporation.

Propriétés. L'acide malique se présente d'abord en un liquide sirupeux qui cristallise peu à peu dans l'air sec, en une masse blanche mamelonnée contenant 1 atome d'eau. Il est inodore, d'une saveur acide très-franche, déliquescent à l'air humide. Soumis à l'action du feu, il fond, perd son eau de cristallisation, se décompose en se transformant en deux acides nouveaux, l'un qui se sublime à la voûte de la cornue en aiguilles fines, l'autre qui se trouve en solution dans le produit liquide de la distillation, et auquel on a donné le nom d'*acide pyromalique* ou *maléique*, tandis que le premier a été désigné sous le nom d'acide *paramaléique*. L'eau dissout avec facilité l'acide malique. Cette solution incolore ne précipite ni l'eau de chaux, ni l'eau de barite; elle forme avec l'acétate de plomb un précipité blanc, floconneux, qui se convertit peu à peu en une masse aiguillée qui est du malate de plomb.

Cet acide est transformé à chaud en acide oxalique par l'acide nitrique; il est composé, d'après Prout, de carbone, 40,68, hydrogène, 5,08, oxigène, 54,24. Il a été découvert

en 1780, par Schèele, dans les pommes aigres. Depuis, sa présence a été reconnue dans les baies d'épine-vinette, les fruits du sumac, les feuilles de joubarbe dans lesquelles il existe à l'état de malate acide de chaux; tous les fruits rouges en contiennent mêlé à une petite quantité d'acide citrique. On le rencontre aussi dans plusieurs autres parties des plantes, c'est l'acide végétal le plus répandu.

Acide citrique.

Le nom de cet acide est tiré du mot latin *citrus*, citron, parce que c'est dans ce fruit qu'on a constaté d'abord l'existence de cet acide particulier; c'est à Schèele qu'on en doit la découverte. On l'a depuis rencontré dans les limons, les oranges; associé à l'acide malique, il se trouve, mais en petite quantité, dans les groseilles, les cerises, les framboises et les fraises.

On l'obtient en saturant à chaud le jus de citron par le carbonate de chaux; il se forme du citrate de chaux insoluble qu'on lave à l'eau froide, et qu'on sèche ensuite. Pour extraire l'acide citrique de ce sel, on le délaie dans six à sept fois son poids d'eau, et on le traite par le tiers de son poids d'acide sulfurique à 66°. A une douce chaleur, l'acide sulfurique décompose le citrate de chaux, et produit du sulfate de chaux insoluble qu'on sépare par filtration, tandis que l'acide citrique mis en liberté reste en solution dans l'eau. En concentrant la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse, et l'abandonnant à elle-même dans une étuve sur des assiettes, l'acide citrique cristallise. Ainsi obtenu, il est ordinairement coloré; on le purifie par une nouvelle solution dans l'eau, et décolorant la liqueur par le charbon animal purifié.

Propriétés. L'acide citrique se présente en prismes rhomboïdaux blancs et demi-transparens, contenant $\frac{18}{100}$ d'eau. Sa saveur est d'une acidité très-prononcée; il est inalté-

rable à l'air. Exposé à l'action de la chaleur; il fond, abandonne son eau de cristallisation, et se décompose ensuite en donnant naissance à un nouvel acide volatil (acide pyrocitrique), à de l'eau, de l'huile empyreumatique, de l'acide acétique, de l'acide carbonique et de l'hydrogène carboné. Il est très-soluble dans l'eau, qui en dissout plus de son poids à la température ordinaire. Cette solution forme avec l'eau de barite un précipité blanc, soluble dans un excès d'acide; elle ne trouble point l'eau de chaux, mais forme avec l'acétate de plomb un précipité blanc floconneux. Traité à chaud par l'acide nitrique, cet acide passe à l'état d'acide oxalique.

Il est composé sur cent parties de : oxigène 54,74, carbone 41,84, hydrogène 3,42, ce qui correspond à 4 atomes hydrogène, 4 atomes carbone et 4 atomes oxigène.

Cet acide est employé en teinture pour l'avivage de certaines couleurs. Réduit en poudre et mêlé avec du sucre aromatisé avec quelques gouttes d'essence de citron, il forme une *limonade sèche*, qu'il suffit de délayer dans l'eau pour obtenir aussitôt une boisson rafraîchissante fort agréable. On rend cette limonade gazeuze, en y ajoutant une petite quantité de bi-carbonate de soude qui, au moment où on le dissout, est décomposé avec effervescence par l'acide citrique.

De nouvelles expériences entreprises par M. Tilloy, pharmacien à Dijon, ont démontré qu'on pouvait extraire cet acide des groseilles avec avantage, et le livrer à un prix très-inférieur à celui retiré du suc de citron.

Le procédé à l'aide duquel on le retire des groseilles à maquereau consiste à les écraser et faire ensuite fermenter leur jus. Par la distillation, on retire 10 parties d'alcool marquant 20 degrés sur 100 parties de groseilles. Le résidu de la distillation, saturé par le carbonate de chaux, fournit du citrate de chaux, d'où l'on extrait l'acide citrique par

l'action de l'acide sulfurique ; le poids de l'acide citrique s'élève, terme moyen, à $\frac{1}{150}$ du poids des groseilles.

Acide oxalique.

Cet acide, tiré autrefois de l'oseille, plante à laquelle il doit son nom, se fabrique aujourd'hui en grand, par la réaction de l'acide nitrique sur l'amidon et la mélasse. Il se rencontre dans la nature uni à la potasse ou à la chaux, et peut être extrait d'une manière économique du sel qu'on désigne dans le commerce sous le nom *sel d'oseille*, et qui n'est autre chose que de l'oxalate acide de potasse.

Après avoir dissous ce sel dans 25 parties d'eau chaude, on verse dans la solution de l'acétate de plomb liquide, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité. Il en résulte sur-le-champ une double décomposition, formation d'acétate de potasse soluble, et précipitation d'oxalate de plomb insoluble. On recueille ce sel, et après l'avoir bien lavé et séché, on le traite à chaud par la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré, que l'on étend de six fois son poids d'eau distillée. Ce sel est tout à coup décomposé et transformé en sulfate de plomb insoluble qui se précipite ; on sépare ce dernier de la liqueur qui contient alors l'acide oxalique, uni à une petite quantité d'acide sulfurique. Pour enlever ce dernier acide, on projette dans la liqueur chaude de petites quantités de protoxide de plomb en poudre fine, qui se combinent avec lui, et produisent du sulfate de plomb insoluble. On cesse d'en ajouter lorsque la liqueur acide ne trouble plus la solution de nitrate de barite ; alors on y fait passer un courant de gaz hydrosulfurique qui isole à l'état de sulfure de plomb l'excès de protoxide qui reste uni à l'acide oxalique. L'oxalate de plomb peut encore être décomposé en le délayant dans huit à dix fois son poids d'eau, et faisant pas-

ser à travers le liquide un courant de gaz hydrosulfurique qui transforme tout l'oxide en sulfure insoluble, en mettant l'acide oxalique en liberté. Dans tous les cas, quel que soit le procédé que l'on suive, on concentre convenablement la liqueur, et par le refroidissement l'acide oxalique se précipite en cristaux réguliers.

Propriétés. Cet acide se présente en longs prismes quadrilatères terminés par des sommets dièdres d'une grande transparence et incolores, ou en très-petites aiguilles blanches. Sa saveur est d'une acidité si forte, qu'il communique à une grande masse d'eau la propriété de rougir la teinture de tournesol. Exposé à l'action du feu, il fond dans son eau de cristallisation, s'épaissit ensuite, se volatilise pour la plus grande partie en aiguilles blanches très-déliées, contenant encore un atome d'eau, tandis que l'autre se décompose en laissant un léger résidu noirâtre. A + 115 il se décompose, en se transformant en partie en 3 volumes d'acide carbonique et 2.5 d'oxide de carbone; il s'effleurit à l'air en perdant son eau de cristallisation.

Mis en contact avec l'eau, il fait entendre un petit craquement qui est dû à la rupture de ses cristaux, et se dissout à la température ordinaire, dans le double de son poids de ce liquide. L'eau bouillante en dissout un poids égal au sien; il est également soluble dans l'alcool, mais en moins grande quantité que dans l'eau.

La solution aqueuse et concentrée de cet acide forme avec une solution de potasse en quantité insuffisante pour la saturer, un précipité blanc cristallin d'oxalate acide de potasse; les solutions de chaux et de barite y produisent des précipités blancs. L'affinité de l'acide oxalique pour la chaux est si grande, qu'il s'en empare dans toutes les combinaisons où elle se trouve. C'est pourquoi tous les sels calcaires solubles sont précipités par l'acide oxalique ou ses combinaisons.

L'action du feu sur cet acide, la manière dont se comporte sa solution, peuvent aisément le faire distinguer des acides précédens.

Cet acide cristallisé renferme 42,7 d'eau combinée ou 3 atomes. Sa composition présente cette particularité, qu'il n'est formé que de carbone et d'oxigène, dans des proportions intermédiaires entre l'oxide de carbone et l'acide carbonique, ou, d'après M. Berzélius, de carbone 33,77, et d'oxigène 66,23, d'où il suit que la formule qui le représente est $C^2 O^3$ ou $\dddot{C}$. Cet acide, tel qu'on l'obtient, est toujours à l'état d'hydrate, et il ne perd son eau qu'en se combinant à certains oxides métalliques.

Usages. L'acide oxalique et ses combinaisons solubles sont employés comme réactifs en chimie pour reconnaître la chaux dans toutes ses combinaisons.

Son acidité est si forte, qu'il agit à haute dose comme un poison corrosif à la manière des acides minéraux. Aussi, lorsqu'on l'administre à l'intérieur, doit-il être introduit à petite dose, et dissous dans une grande quantité d'eau. Ses usages, dans les arts, sont aujourd'hui très-nombreux; il sert dans la fabrication des toiles peintes pour enlever certaines couleurs, et produire des réserves. Il exerce une action dissolvante si forte sur l'oxide de fer et ses combinaisons, qu'on l'emploie avec avantage pour enlever les taches de rouille ou d'encre qui se trouvent sur les tissus blancs.

Oxalates.

Les sels de ce genre sont remarquables par leur composition et les produits qu'ils fournissent par leur décomposition au feu. Tous les oxalates neutres sont presque tous insolubles, à l'exception de ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque et de fer, etc. Les premiers deviennent généralement solubles dans l'eau, à la faveur d'un

excès d'acide, tandis que ceux à base de potasse et de soude sont rendus moins solubles.

Dans l'union de certains oxides avec l'acide oxalique desséché, le poids de l'oxalate est égal à la somme de l'oxide et de l'acide; dans d'autres, il est de beaucoup inférieur au poids des composans. Cette différence d'action peut être expliquée suivant deux hypothèses : dans l'une, l'eau de l'acide resterait ou se dégagerait; dans l'autre, admise par M. Dulong, il faudrait considérer l'acide oxalique comme un hydracide formé d'hydrogène et d'un radical composé de carbone et d'oxigène; dans un cas, l'oxide et l'acide s'unissent sans décomposition, et dans l'autre, l'oxide est décomposé par l'hydrogène de l'acide oxalique, d'où résulte de l'eau qui se dégage et qui est la cause de la perte qu'on remarque. En soumettant les premiers à l'action du feu, on obtient de l'eau, de l'huile, de l'acide acétique, de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone, de l'hydrogène carboné, du charbon, et un carbonate; quelques autres donnent seulement de l'eau, de l'acide carbonique et un résidu métallique; enfin les seconds fournissent un mélange de gaz oxide de carbone et d'acide carbonique, et un oxide moins oxigéné que ne l'était celui qu'on a combiné à l'acide oxalique. Ce dernier cas se présente avec les oxalates de plomb et de zinc. L'explication de ces différens phénomènes ne peut être donnée qu'en supposant, avec M. Dulong, que l'acide oxalique est un composé des élémens de l'acide carbonique, plus de l'hydrogène; ou qu'il est formé d'eau, de carbone et d'oxigène dans des proportions intermédiaires à l'oxide de carbone et à l'acide carbonique. Alors, dans le cas où l'acide et l'oxide se décomposent, on obtient un composé formé de métal, de carbone et d'oxigène qui, chauffé à l'abri de l'air, fournit pour résidu fixe un oxide peu oxigéné, et un mélange gazeux d'acide carbonique et d'oxide

de carbone. Ce dernier gaz paraît provenir de l'action du métal sur une partie de l'acide carbonique, au moment où la décomposition s'est opérée. A l'égard des oxalates où l'acide oxalique ne paraît pas éprouver de décomposition, les résultats qu'on obtient sont plus faciles à concevoir.

Oxalate de potasse. L'acide oxalique s'unit en trois proportions avec la potasse, et produit trois sous-espèces : l'oxalate neutre, le bi-oxalate et le quadroxalate de potasse. L'oxalate neutre est très-soluble et difficile à obtenir cristallisé; il est décomposé par tous les acides qui s'emparent d'une partie de sa base, et le font passer à l'état de quadroxalate. Sa solution, mise en contact avec l'acide oxalique, est précipitée par suite de la formation d'un bi-oxalate ou quadroxalate.

Bi-oxalate de potasse. Ce sel existe dans les feuilles de beaucoup de plantes du genre oxalis; on l'extrait par concentration du suc des feuilles de *l'oxalis acetosella*, ce qui lui a fait donner le nom de *sel d'oseille*. On le forme aujourd'hui directement en combinant à la potasse deux fois autant d'acide oxalique qu'il est nécessaire pour la saturer.

Ce sel cristallise en parallélipipèdes opaques et très-courts; il a une saveur acide et piquante, et est peu soluble dans l'eau froide. On l'emploie surtout pour enlever les taches d'encre et de rouille sur le linge ; quelquefois on le fait entrer dans la composition de quelques pastilles rafraîchissantes.

Quadroxalate de potasse. Ce sel a été obtenu par Wollaston; il jouit de la plupart des propriétés des précédens; on le forme en combinant à la potasse quatre fois autant d'acide qu'elle en exige pour se saturer, ou en versant de l'acide nitrique ou hydrochlorique dans une solution d'oxa-

late neutre; il se précipite tout à coup en raison de son peu de solubilité.

Les autres oxalates sont inusités, à l'exception de l'oxalate d'ammoniaque, qu'on forme directement, et qui est employé comme réactif. Ce sel cristallise en longs prismes tétraèdres terminés par des sommets dièdres; il est très-soluble dans l'eau, et transformé en bi-oxalate peu soluble par les acides minéraux. Décomposé par le feu, l'oxalate neutre d'ammoniaque fournit de l'eau, du carbonate d'ammoniaque, et une matière blanche qui se dépose sur les parois du col de la cornue. Cette matière a été examinée par M. Dumas, et désignée par lui sous le nom d'*oxamide*. Elle a pour caractère principal d'être peu soluble dans l'eau bouillante, insoluble dans l'alcool, et d'être transformée en acide oxalique et en ammoniaque par l'action des acides et des alcalis. Sa composition est $C^4 + H^4 + Az^4 + O^2$. Unie à 2 atomes d'eau elle reformerait de l'oxalate neutre d'ammoniaque.

Acide tartrique.

Cet acide existe dans la nature, uni soit à la potasse, soit à la chaux. Il forme avec la première base un sel acide, connu depuis long-temps sous le nom de *tartre* (bi-tartrate de potasse). Ce sel existe en solution dans le jus de raisins, et s'en précipite en partie lorsqu'il est transformé en vin. Pendant long-temps la composition de ce sel fut inconnue. C'est Schéele qui le premier en sépara cet acide particulier, auquel il donna, pour rappeler son origine, le nom d'*acide tartarique*, que l'on a changé depuis en celui d'*acide tartrique*.

Pour extraire cet acide du bi-tartrate de potasse, on prend ce sel purifié et pulvérisé, et on le met dans une bassine de cuivre étamé avec 12 parties d'eau de rivière. Lorsque l'eau est en ébullition, on y projette peu à peu

de la craie en poudre jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence. L'excès d'acide tartrique du bi-tartrate de potasse réagit aussitôt sur le carbonate de chaux; il s'empare de la chaux, et en dégage l'acide carbonique. Il résulte donc de cette réaction du tartrate de chaux insoluble qui se précipite, et du tartrate de potasse soluble. On décante la solution de ce sel, et on la mêle à une solution de chlorure de calcium. Il se produit alors, par la double décomposition, du chlorure de potassium et du tartrate de chaux, qu'on recueille et que l'on ajoute à celui qui a été obtenu par saturation directe de l'excès d'acide.

Le tartrate de chaux étant recueilli sur des toiles, lavé et bien égoutté, on le délaie avec une certaine quantité d'eau pour en former une bouillie liquide, et on y verse de l'acide sulfurique concentré, dont la quantité doit faire les deux tiers du poids du bi-tartrate de potasse qui a servi à obtenir le tartrate de chaux. Le mélange est abandonné à lui-même pendant huit jours environ, en l'agitant de temps en temps. La décomposition s'opère peu à peu, l'acide sulfurique s'unit à la chaux pour former du sulfate de chaux insoluble, et l'acide tartrique mis en liberté reste dissous dans l'eau. On étend alors la liqueur d'une certaine quantité d'eau, on la laisse déposer, et on la décante du précipité qu'on lave ensuite.

Les liqueurs soumises à l'évaporation dans des bassines de plomb et concentrées jusqu'à 40°, laissent cristalliser, dans l'espace de quelques jours, la plus grande partie de l'acide tartrique. On purifie cet acide en le dissolvant dans l'eau, ajoutant à la liqueur un peu de protoxide de plomb pour précipiter la petite quantité d'acide sulfurique qu'il peut retenir, en se conformant à ce que nous avons exposé pour la purification des acides citrique et oxalique.

Propriétés. Cet acide est blanc, inodore, d'une saveur très-forte; il cristallise en prismes hexaèdres, terminés

par des pyramides à trois faces, ou plus ordinairement en larges lames divergentes renfermant 1 atome d'eau. L'air ne lui fait éprouver aucune altération. Exposé à l'action de la chaleur, il fond, se boursoufle, se décompose en fournissant de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'hydrogène carboné et un liquide brun rougeâtre, contenant une huile empyreumatique, de l'acide acétique et un acide particulier, reconnu par Rose et désigné sous le nom d'*acide pyrotartrique*. Projeté sur les charbons ardens, il se décompose de la même manière, en répandant une odeur qui a quelque analogie avec celle du caramel. L'eau et l'alcool dissolvent avec facilité cet acide. La solution formée par ce premier liquide produit, avec l'eau de chaux, l'eau de barite et l'acétate de plomb, des précipités blancs qui se redissolvent dans un excès d'acide tartrique; l'ammoniaque, versée dans les dissolutions de ces précipités, ne fait point reparaître le précipité de tartrate de chaux. Une solution de potasse, versée en petite quantité dans une solution concentrée d'acide tartrique, y occasione un précipité blanc cristallin de bi-tartrate de potasse qu'un excès de potasse rend soluble.

L'acide tartrique est composé, d'après M. Berzélius, de : oxigène 59,92, carbone 36,11, hydrogène 3,97 ou H^4 C^4 O^5. Sa capacité de saturation est de 11,948.

Usages. Cet acide est employé aux mêmes usages que les acides citrique et oxalique, soit dans la confection des limonades sèches ou liquides, soit dans la fabrication des toiles peintes. Comme il est moins cher que l'acide citrique, on le mêle quelquefois à ce dernier pour le falsifier; mais il est facile d'accuser sa présence par le précipité blanc que produit l'eau de chaux, et par celui qu'occasionent dans sa solution concentrée quelques gouttes de potasse, effets que ne produit pas l'acide citrique pur.

Tartrates.

Ces sels neutres sont décomposables au feu, et donnent tous les produits des autres sels végétaux. Les bi-tartrates fournissent en outre une certaine quantité d'acide pyrotartrique, et développent par l'action de la chaleur une odeur caractéristique un peu analogue à celle du sucre brûlé.

Parmi les tartrates neutres, il n'y a que ceux à base d'oxide de potassium, de sodium, de lithium, de magnésium, de cuivre et d'ammoniaque qui soient solubles dans l'eau; tous les autres sont insolubles, et ne le deviennent que dans un excès d'acide. Les premiers, au contraire, en se combinant à une nouvelle dose d'acide, sont rendus moins solubles; sous ce rapport, les tartrates neutres ressemblent aux oxalates. Les acides, mis en contact avec la solution des tartrates solubles, leur enlèvent une partie de leur base, et les transforment en bi-tartrates qui se précipitent sous forme pulvérulente.

Deux tartrates simples sont employés en médecine : ce sont le tartrate et le bi-tartrate de potasse; quatre autres doubles, le tartroborate de potasse, le tartrate de potasse et de soude, le tartrate de potasse et de fer, et le tartrate de potasse et d'antimoine.

Tartrate de potasse. Ce sel n'existe point dans la nature; on le prépare seulement pour l'usage médical, et il est connu depuis long-temps sous le nom de *sel végétal.*

On l'obtient en projetant peu à peu, dans une solution chaude de carbonate de potasse, du bi-tartrate de potasse en poudre, jusqu'à ce qu'il ne se produise plus d'effervescence. L'excès d'acide du bi-tartrate, en agissant sur le carbonate de potasse qu'il décompose, se transforme en tartrate de potasse. Lorsque la saturation est opérée, on filtre la liqueur pour la séparer d'une petite quantité de

tartrate de chaux que contenait le bi-tartrate employé dans cette opération; et après l'avoir concentrée en consistance sirupeuse, on l'abandonne dans une étuve, où elle cristallise dans l'espace de quelques jours.

Propriétés. Le tartrate de potasse se présente en cristaux blancs, transparens, ayant la forme de prismes rectangulaires à quatre pans, terminés par des sommets dièdres; il a une saveur amère. Exposé à l'air, il en attire un peu l'humidité; il fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle et se décompose en se convertissant en carbonate de potasse.

L'eau, à la température ordinaire, en dissout $\frac{1}{4}$ de son poids. Cette solution est décomposée par tous les acides qui transforment le tartrate en bi-tartrate, en lui enlevant la moitié de sa base.

Usages. Ce sel est employé, en médecine, comme purgatif doux.

Bi tartrate de potasse. La nature offre ce sel tout formé dans le raisin et le tamarin; il est si abondant dans le premier fruit, qu'il se dépose sur les parois des tonneaux qui servent à contenir le vin avant que sa fermentation soit complètement achevée. C'est à cette incrustation de bi-tartrate de potasse impur, suivant qu'elle a été obtenue des vins blancs ou rouges, qu'on donne le nom de *tartre blanc* ou *tartre rouge*.

Ce sel, très-impur, est livré sous cet état dans le commerce. On le purifie dans les laboratoires en le dissolvant dans 15 à 20 parties d'eau bouillante, ajoutant à la solution une certaine quantité d'argile blanche délayée dans l'eau, et de charbon animal pour absorber la matière colorante, filtrant la liqueur chaude, et l'évaporant jusqu'à pellicule. Par le refroidissement, le bi-tartrate cristallise à l'état de pureté; il est alors connu sous le nom de *crême de tartre*.

Propriétés. Le bi-tartrate de potasse se présente cristallisé en prismes tétraèdres, courts et un peu aplatis. Sa saveur est d'une acidité très-prononcée. L'air ne lui fait éprouver aucune altération; il est décomposé par le feu, transformé en charbon et en carbonate de potasse, qu'on peut facilement extraire par lixiviation et évaporation de la liqueur. C'est au carbonate de potasse ainsi obtenu qu'on donne, dans le commerce, le nom de *sel de tartre*. L'eau, à la température ordinaire, dissout $\frac{1}{60}$ de ce sel; à + 100°, elle peut en dissoudre $\frac{1}{7}$. La solution de ce sel rougit la teinture de tournesol; elle précipite les eaux de chaux, de barite, et la solution d'acétate de plomb.

Ce sel contient exactement deux fois la quantité d'acide tartrique qui entre dans la composition du tartrate neutre. On le prouve en prenant deux parties de bi-tartrate égales en poids, décomposant l'une par le feu et dissolvant l'autre dans l'eau bouillante. On trouve que la quantité de carbonate de potasse laissée par la première, suffit pour saturer l'excès d'acide de la seconde portion, et la convertir en tartrate neutre.

Usages. Ce sel est employé en médecine comme purgatif léger et laxatif; mais comme il est peu soluble dans l'eau, on le rend plus soluble par son union avec l'acide borique (*voyez* ci-dessous tartro-borate de potasse). En pharmacie, il sert pour la composition de plusieurs médicamens; dans les laboratoires, on en fait usage pour préparer le carbonate de potasse, le *flux noir* et *flux blanc*. Le premier de ces composés est un mélange de charbon et de carbonate de potasse; on le forme par la déflagration, dans un creuset rouge, de parties égales de bi-tartrate de potasse et de nitrate de potasse; le second est du carbonate de potasse résultant de la décomposition réciproque de deux parties de nitrate de potasse, et d'une partie de bi tartrate de potasse; l'un est employé comme fondant

dans l'analyse des minéraux, l'autre sert à la fois comme fondant et désoxidant par le carbone qu'il contient. Le tartre brut ou purifié a aussi de nombreux usages dans les arts et surtout en teinture.

Tartro-borate de potasse. On a donné ce nom au bi-tartrate de potasse rendu plus soluble par l'acide borique. Ce composé, connu dans les pharmacies sous le nom de *crême de tartre soluble*, s'obtient en faisant dissoudre dans 24 parties d'eau quatre parties de bi-tartrate de potasse, et une partie d'acide borique cristallisé. Lorsque la dissolution est faite, on la filtre et on l'évapore jusqu'à ce qu'elle soit réduite en une masse solide qu'on dessèche ensuite à une douce chaleur, et qu'on réduit en poudre fine.

La crême de tartre ainsi préparée est entièrement soluble dans deux parties d'eau froide, ce qui en rend l'administration plus facile. La manière d'agir de l'acide borique sur le bi-tartrate a été long-temps inconnue; c'est surtout aux travaux de pharmaciens distingués, et principalement de MM. Lartigues, Thévenin, Meyrac et Soubeiran, que l'on en doit une explication satisfaisante. Il résulte de leurs travaux que l'acide borique, en réagissant sur le bi-tartrate, se combine avec une partie de l'acide tartrique de ce sel, pour former un nouveau composé acide qui s'unit au tartrate de potasse. Cette combinaison peut être regardée avec raison comme un tartrate double d'acide borique et de potasse.

Tartrate de potasse et de soude. Ce sel, très-employé autrefois en médecine, était connu sous le nom de *sel de Seignette de La Rochelle*, du nom d'un pharmacien de cette ville qui le prépara le premier.

On obtient dans les laboratoires ce sel double par le même procédé que celui que nous avons rapporté pour préparer le tartrate de potasse, c'est-à-dire qu'on sature à

chaud une solution de carbonate de soude par du bi-tartrate de potasse. L'excès d'acide tartrique de ce sel décompose le carbonate de soude, en dégage avec effervescence l'acide carbonique, d'où résulte du tartrate de soude qui s'unit au tartrate de potasse. La saturation étant opérée, on concentre la liqueur, pour la faire cristalliser ensuite par refroidissement.

Propriétés. Le tartrate de potasse et de soude cristallise en gros prismes transparens à huit ou dix pans inégaux, coupés ordinairement dans la direction de leur axe, et contenant 29,8 d'eau. Sa saveur est un peu amère. Il est légèrement efflorescent à l'air sec. L'eau le dissout avec facilité, et cette solution est décomposée par les acides comme celle du tartrate neutre de potasse. Calciné, ce sel est décomposé, et donne pour résidu du charbon et un mélange de carbonate de potasse et de carbonate de soude.

Il est composé de : tartrate de soude, 32,6, tartrate de potasse 37,6, eau 29,8 ou 1 atome de chaque tartrate combiné à 10 atomes d'eau.

Tartrate de potasse et de fer. On obtient ce sel double en faisant bouillir dans l'eau un mélange de parties égales de bi-tartrate de potasse et de limaille de fer. Ce métal, en présence de l'excès d'acide tartrique du bi-tartrate, décompose l'eau, d'où résulte un dégagement de gaz hydrogène et du prototartrate de fer qui se combine au tartrate de potasse. En filtrant la liqueur et la concentrant convenablement, le tartrate de potasse et de fer cristallise en petites aiguilles verdâtres, d'une saveur styptique. Ce sel est très-soluble dans l'eau, ainsi que dans l'alcool affaibli. Sa solution dans ce dernier liquide constitue la *teinture de Mars tartarisée* qu'on emploie en médecine.

Le tartrate de potasse et de fer formait aussi la base de

deux anciens médicamens désignés sous les noms de *tartre chalibé*, et de *tartrate martial soluble.*

Ce sel double entre aussi dans la composition des *boules de Mars*, vulgairement nommées *boules de Nancy*; celles-ci se forment en faisant bouillir dans l'eau un mélange de parties égales de limaille de fer, de tartre rouge auquel on ajoute une certaine quantité d'espèces vulnéraires en poudre, amenant le tout à la consistance d'une pâte ferme qu'on abandonne à elle-même pendant plusieurs semaines. Au bout de ce temps, on pulvérise cette masse qui s'est durcie, on la mêle avec son poids de tartre rouge en poudre, et on en fait une bouillie liquide avec une décoction de plantes vulnéraires. On évapore de nouveau dans une marmite de fer jusqu'en consistance d'extrait, en ayant soin de bien agiter la matière, et lorsqu'elle est arrivée au point de se solidifier par le refroidissement, on en fait des boules du poids d'une once à deux qu'on dessèche à l'air sec.

Usages. Les boules de Mars sont très-employées à l'extérieur comme astringent et vulnéraire; on fait alors usage de leur solution dans l'eau ou l'alcool. On l'administre aussi à l'intérieur comme tonique, apéritive et emménagogue.

Tartrate de potasse et d'antimoine. Ce sel double est connu depuis 1630; il a été nommé *tartre stibié*, du mot latin *stibium*, antimoine, *émétique* à cause de ses propriétés vomitives. Sa préparation a été rapportée pour la première fois par Adrien Mynschit.

On l'obtient par plusieurs procédés; le plus ancien, que l'on suit encore quelquefois, consiste à faire un mélange intime d'une partie et demie de bi-tartrate de potasse (crême de tartre), et d'une demi-partie de verre d'antimoine, tous les deux porphyrisés, et à le faire bouillir dans 10 à 12 parties d'eau distillée pendant une demi-

heure environ, filtrer la liqueur ensuite, et l'abandonner à elle-même pour que ce sel cristallise.

Plusieurs phénomènes se font remarquer dans cette opération. Le verre d'antimoine, qui, comme nous l'avons vu dans la première partie, est composé de protoxide d'antimoine, d'une certaine quantité de sulfure d'antimoine, d'oxide de fer, et d'oxide de silicium provenant du creuset où la fusion a été faite, est peu à peu attaqué par l'excès d'acide tartrique du bi-tartrate de potasse, le protoxide d'antimoine qu'il contient est dissous et transformé en prototartrate d'antimoine; l'oxide de fer passe également à l'état de tartrate qui s'unit au tartrate de potasse, tandis que l'oxide de silicium, en raison de sa grande division, se dissout dans l'eau. Pendant toute la durée de l'ébullition, il se dégage du gaz hydrosulfurique provenant de la décomposition de l'eau par le sulfure d'antimoine, en présence de l'acide tartrique, et lorsque la liqueur est retirée du feu, elle se trouble et laisse précipiter des flocons bruns-marron de sulfure d'antimoine hydraté (kermès). Ce dernier composé, qui se forme à mesure que la liqueur refroidit, résulte de la réaction du gaz hydrosulfurique qui reste encore dans la solution sur une portion d'émétique.

Les cristaux d'émétique qu'on obtient ainsi par le refroidissement de la liqueur ne sont point purs; ils sont ordinairement jaunes verdâtres et recouverts de petites houppes soyeuses de tartrate de chaux qui existait dans la crême de tartre: comme il n'est déposé qu'à leur suface, on l'enlève aisément en brossant légèrement les cristaux secs; quant au tartrate de potasse et de fer qui les colore en jaune, on parvient à le séparer en les faisant redissoudre et cristalliser à plusieurs reprises. Toutefois l'eau mère colorée en jaune par la grande quantité de tartrate de fer qui s'y trouve, et qui a laissé précipiter les premiers cris-

taux d'émétique, en retient encore qu'on peut obtenir par la concentration ; mais comme en raison de la silice qui s'y trouve dissoute, elle se prend en gelée à une certaine époque, qui gênerait la cristallisation, on l'évapore à siccité pour rendre la silice insoluble, et par l'eau bouillante on redissout le tartrate de potasse et d'antimoine, ainsi que celui de fer, qu'on sépare ensuite par voie de cristallisation.

Les deux procédés que l'on suit aujourd'hui fournissent l'émétique pur dès la première cristallisation. L'un d'eux consiste à faire bouillir dans l'eau parties égales de bi-tartrate de potasse et d'oxichlorure d'antimoine (poudre d'algaroth), à filtrer la liqueur, et à la concentrer, jusqu'à 25° de l'aréomètre. L'émétique se dépose, pour la plus grande partie, en cristaux blancs très-purs qui n'ont besoin que d'être séchés.

Le protoxide d'antimoine que contient l'oxichlorure d'antimoine est non-seulement dissous par l'excès d'acide du bi-tartrate, mais encore la portion de chlorure d'antimoine qui lui était unie est décomposée par l'eau ; d'où résulte une nouvelle quantité de protoxide, et de l'acide hydrochlorique qui reste dans l'eau mère où l'émétique a cristallisé. Pour obtenir les dernières portions de ce sel qui restent dans l'eau mère, on la sature par la craie et on l'évapore de nouveau jusqu'à 25°.

Le deuxième procédé, proposé par M. Philips, chimiste anglais, est analogue à celui que nous venons de décrire ; il consiste à traiter également par l'eau bouillante un mélange de sous-protosulfate d'antimoine et de bi-tartrate de potasse, filtrer la liqueur, et l'évaporer jusqu'à ce qu'elle marque 22°. Le tartrate de potasse et d'antimoine cristallise par refroidissement.

Propriétés. Le tartrate de potasse et d'antimoine se présente à l'état de pureté en cristaux blancs, octaèdres,

demi-transparens, qui s'effleurissent à l'air et deviennent opaques; sa saveur est légèrement styptique. Exposé à l'action de la chaleur, il décrépite un peu, noircit, se décompose en répandant l'odeur caractéristique des tartrates. Le résidu de cette décomposition est du charbon, du sous-carbonate de potasse et de l'antimoine métallique; mais si la chaleur a été assez forte, on obtient un alliage de potassium et d'antimoine par suite de l'influence du charbon et de l'antimoine sur l'oxide de potassium. Cet alliage s'enflamme à l'air. L'eau, à la température de + 16°, dissout $\frac{1}{15}$ de son poids de ce sel, et l'eau bouillante $\frac{1}{3}$. C'est sur cette différence de solubilité à chaud et à froid que sont fondées sa purification et sa cristallisation.

La solution aqueuse du tartrate de potasse et d'antimoine est incolore; elle rougit faiblement la teinture de tournesol, forme avec la potasse et la soude caustiques un précipité blanc de protoxide d'antimoine soluble dans un excès; l'ammoniaque produit le même effet, mais le précipité reste insoluble. Les eaux de chaux et de barite occasionent un précipité blanc abondant, formé tout à la fois de tartrate de ces bases et de protoxide d'antimoine. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique y déterminent des précipités blancs; le premier acide y forme un sous-sulfate, le second en isole le protoxide d'antimoine; et le troisième produit, par son action sur le protoxide, un précipité d'oxichlorure d'antimoine. L'acide hydrosulfurique, versé dans la solution de ce sel, réagit sur le protoxide d'antimoine, et le convertit en sulfure d'antimoine hydraté (kermès) qui se précipite en flocons rouges orangés, tandis que la portion d'acide tartrique qui lui était combinée se reporte sur le tartrate de potasse et le transforme en bi-tartrate. Les hydrosulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque agissent de la même manière sur le tartrate d'antimoine.

Beaucoup de substances végétales jouissent de la propriété de décomposer le tartrate de potasse et d'antimoine, surtout celles qui sont amères, astringentes, et qui renferment du tannin. Telles sont les décoctions d'écorces de quinquina, de chêne, l'infusion de noix de galle, etc. Il se forme, dans tous les cas, un composé insoluble de la matière astringente (tannin) avec le protoxide d'antimoine. Cette observation doit mettre en garde les praticiens qui administrent ce sel, en l'associant à des substances qui participent plus ou moins des propriétés que nous avons énoncées ; de plus, elle fournit un bon moyen pour neutraliser les effets de l'émétique dans les cas d'empoisonnement par ce sel.

L'eau ordinaire, tenant en solution du carbonate de chaux, jouit de la propriété de décomposer les petites quantités d'émétique qu'on y fait dissoudre, comme l'a prouvé M. Guéranger; aussi ne doit-on administrer ce sel qu'en solution dans l'eau distillée, lorsqu'on veut lui conserver toutes ses propriétés.

La composition de l'émétique cristallisé est représentée, d'après M. Berzélius, par : acide tartrique 53,20, protoxide d'antimoine 27,10, potasse 12,53, eau 7,17. C'est donc un véritable sel double formé par l'union du tartrate de potasse et du tartrate d'antimoine, dont la formule est $\dot{K}\overline{T} + \dddot{Sb}\,\overline{T} + 2\,\dot{H}$.

Usages. Ce sel est employé comme un médicament très-énergique. A la dose d'un grain et demi à deux dans un verre d'eau tiède, il est ordinairement vomitif chez l'homme. Chez certains sujets, cette dose est insuffisante, et ne peut être augmentée qu'avec beaucoup de circonspection en raison de son action sur l'économie. Il est vénéneux à haute dose et détermine, lorsqu'il n'est pas rejeté par les vomissemens, tous les accidens occasionés par les poisons

corrosifs. Appliqué en topique sur la peau, ou mêlé à un corps gras, il produit une inflammation vive, à la suite de laquelle se développent de nombreux boutons qui entrent en suppuration. Cette propriété en fait un des meilleurs dérivatifs pour le traitement de certaines affections chroniques.

Acide paratartrique.

On a donné le nom d'acide paratartrique à un acide qui se rapproche par sa composition de l'acide tartrique ; il existe conjointement avec cet acide dans le tartre de certains vins. Sa présence a été d'abord démontrée dans le tartre des vins acides de Thann, département des Vosges. Cet acide est le même que celui qu'on avait d'abord désigné sous le nom d'*acide racémique*.

Pour obtenir cet acide du tartre des vins, on le sature par le carbonate de soude et on fait cristalliser ; le tartrate de potasse et de soude cristallise et le paratrate de soude et de potasse incristallisable reste dans l'eau mère.

Après avoir décoloré cette liqueur on décompose le paratartrate par l'acétate de plomb, et on extrait l'acide paratartrique par le procédé usité pour l'obtention des acides végétaux.

Propriétés. Cet acide se présente sous forme de prismes ou de grands rhombes obliques, transparens et incolores, contenant 21,5 pour cent d'eau de cristallisation, ou 2 atomes. Sa saveur est fortement acide comme celle de l'acide tartrique. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose en donnant les produits de la décomposition de l'acide tartrique. L'eau en dissout un peu plus de $\frac{1}{5}$ de son poids. La solution de cet acide précipite l'eau de chaux en flocons blancs, comme le fait celle de l'acide tartrique ; mais ce précipité en diffère en ce qu'après avoir été redissous par l'acide hydrochlorique, il reparaît par l'ammoniaque,

tandis que le précipité formé par l'acide tartrique mis dans les mêmes circonstances, reste dissous. L'affinité de cet acide pour l'oxide de calcium est si grande, qu'il l'enlève aux solutions de nitrate de chaux et de chlorure de calcium, comme cela a lieu avec l'acide oxalique; mais on ne peut le confondre avec ce dernier parce qu'il ne précipite pas la solution de sulfate de chaux.

L'acide paratartrique, comme l'acide tartrique, forme des sels neutres, des bi-sels et des sels doubles; le paratartrate de potasse et d'antimoine est analogue à l'émétique par plusieurs de ses propriétés.

La composition de cet acide, d'après M. Berzélius, est la même que celle de l'acide tartrique; la formule qui la représente est $C^4 H^4 O^5$. C'est cette uniformité dans la composition de ces deux acides, ayant cependant des propriétés chimiques différentes, qui a engagé M. Berzélius à lui donner le nom d'acide paratartrique, formé par la particule παρα, qui signifie *proche*.

Cet acide pourrait remplacer l'acide tartrique dans la plupart de ses usages.

Acide benzoïque.

Cet acide, qui tire son nom de *benzoinum* (benjoin), a été trouvé, non-seulement à l'état de liberté dans ce baume naturel, mais encore dans la plupart des produits analogues et dans certaines parties de végétaux, telles que les gousses de vanille, la féve de Tonka, et suivant M. Vogel, dans plusieurs plantes odorantes composant l'herbe des prairies naturelles; telles que l'*anthoxanthum odoratum* et l'*holcus odoratus*. Son existence a surtout été signalée par Fourcroy et Vauquelin dans l'urine des animaux herbivores, où il est en combinaison avec la potasse. Mais M. Liebig a démontré qu'il ne préexistait pas dans ce liquide et qu'il était un des résultats de la décomposi-

tion par la chaleur d'un acide particulier, qu'il a nommé acide *hippurique*.

Cet acide se produit aussi par l'action directe de l'air sur l'huile essentielle des amandes amères.

L'extraction de l'acide benzoïque est facile. Comme il est libre dans le benjoin et qu'il est volatil, on expose à une douce chaleur ce produit résineux. L'appareil qu'on emploie à cet effet est simple : il consiste en deux terrines vernissées appliquées l'une sur l'autre par leurs bords usés. L'on met dans l'une des terrines placée sur un fourneau le benjoin concassé, et on la recouvre d'une autre renversée qui est percée à son fond d'un petit trou ; on lute avec des bandes de papier collé les deux terrines, et l'on fait un feu modéré sous la première. Alors le benjoin fond, et l'acide benzoïque qu'il contient se vaporise et se condense sur les parois de la terrine supérieure, en longues aiguilles blanches nacrées. C'est à ce produit qu'on donnait autrefois le nom de *fleurs de benjoin*.

L'acide ainsi obtenu a une odeur aromatique qu'il doit à une petite quantité d'huile volatile ; on la lui enlève en le traitant dans une cornue de verre par son poids d'acide nitrique à 26°, évaporant à siccité la liqueur et redissolvant le résidu dans l'eau pour faire cristalliser l'acide benzoïque.

On obtient encore aisément cet acide en traitant, suivant un procédé dû à Schéele, une partie de chaux éteinte et cinq parties de benjoin pulvérisé par dix à douze parties d'eau. Il en résulte du benzoate de chaux soluble, et un composé de résine et de chaux insoluble dans l'eau. Si, après avoir filtré la liqueur et l'avoir concentrée, on y verse de l'acide hydrochlorique, le benzoate de chaux est tout à coup décomposé, et l'acide benzoïque se précipite en flocons blancs composés de petites aiguilles blanches.

Propriétés. L'acide benzoïque à l'état de pureté est blanc, inodore, d'une saveur piquante et très-âcre; il est susceptible de cristalliser en prismes allongés, flexibles, et inaltérables à l'air. Exposé à l'action du feu, il fond, se décompose en partie, et se volatilise sous forme de belles aiguilles blanches. Projeté sur les charbons ardens, il se réduit à l'instant en une fumée blanche très-irritante qui provoque la toux. Il est peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'eau bouillante. L'alcool en dissout une si grande quantité, qu'il le laisse presque entièrement précipiter par son mélange avec l'eau.

Les acides minéraux concentrés n'ont que peu d'action sur lui; il est composé, d'après M. Liebig : de carbone 74,43, hydrogène 4,34, oxigène 21,23. Sa formule = $C^{14} H^{10} O^{3}$. L'acide benzoïque hydraté renfermant un atome d'eau, sa composition est $C^{14} H^{10} O^{3} + H$.

Usages. Cet acide est employé, mais rarement, en médecine, soit à l'intérieur, soit à l'extérieur. Celui qu'on retire directement du benjoin par la chaleur, et qui contient une huile volatile, entre dans la composition des *pilules balsamiques de Morton.*

D'après les considérations déduites des nouvelles expériences de MM. Wohler et Liebig, sur l'essence d'amandes amères, et sa conversion à l'air en acide benzoïque pur, ces chimistes regardent cette transformation comme le résultat d'une oxidation de l'huile essentielle, pendant laquelle celle-ci perdrait 2 atomes d'hydrogène qui se convertiraient en eau, et acquerrait en plus 1 atome d'oxigène. Ils ont envisagé cette réaction sous un point de vue nouveau, qui les a portés à admettre l'existence d'un radical ternaire qui fournirait l'acide benzoïque en s'unissant à l'oxigène. Ce radical, qu'ils ont nommé *benzoyle* (de ὕλη principe, matière), existe uni à l'hydrogène dans

l'huile essentielle d'amandes amères, et constitue un *hydrure de benzoyle* dont la composition est $(C^{14}\ H^{10}\ O^{2}) + H^{2}$. Par son exposition à l'air, 2 atomes d'hydrogène sont transformés en eau, et 1 atome d'oxigène s'unit au benzoyle, et produit l'acide benzoïque dont la décomposition est $C^{14}\ H^{10}\ O^{3}$, et qui retenant l'atome d'eau, donne 1 atome d'acide benzoïque cristallisé.

Quoique le benzoyle n'ait pu encore être isolé des combinaisons qu'il produit avec les corps simples, et que son existence ne soit rien moins qu'hypothétique, l'explication précise des réactions que présente l'huile d'amandes amères ou hydrure de benzoyle, lorsqu'on l'expose à l'air ou qu'on la traite par le chlore, le brôme, l'iode, ne peut être bien connue sans l'admission d'un tel radical composé.

Ces résultats sont d'une grande importance pour la chimie organique, et jettent un jour tout nouveau sur cette partie de la science ; ils démontrent qu'un composé de carbone, d'hydrogène et d'oxigène se combine à la manière d'un corps simple, et produit des composés à proportions définies : ces faits, suivant M. Berzélius, peuvent être considérés comme le commencement d'une nouvelle ère dans la chimie organique.

Benzoates.

Parmi les combinaisons de l'acide benzoïque avec les oxides, il n'y en a qu'un petit nombre qui aient été étudiées. Ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de barite, de strontiane, de manganèse, sont solubles et cristallisables ; les autres sont généralement insolubles. Dans leur décomposition par le feu, les benzoates alcalins fournissent divers produits, entre autres un liquide oléagineux analogue à l'*acétone*, et qui a été désigné sous le nom de *benzone*. Ce produit est liquide, in-

colore, d'une odeur empyreumatique, et bout à + 250; sa composition est $C^{13} H^{10} O'$. Il a été examiné par MM. Peligot et Mitscherlich. Les benzoates alcalins tribasiques donnent par leur décomposition au feu, du bi-carbure d'hydrogène sous forme d'un liquide oléagineux : tous les benzoates sont décomposés par les acides minéraux, qui isolent l'acide benzoïque et le précipitent en poudre blanche cristalline.

Les benzoates de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont seulement employés dans les laboratoires de chimie. Comme l'acide benzoïque forme avec le peroxide de fer un composé insoluble, et avec le protoxide de manganèse un sel soluble, on s'en sert pour séparer le premier du dernier dans quelques recherches analytiques.

Acide gallique.

Schéele a donné le nom d'*acide gallique* à un acide particulier qu'il découvrit, en 1786, dans l'excroissance particulière qui se développe sur les pétioles d'une espèce de chêne, et qu'on désigne improprement sous le nom de *noix de galle.*

Cet acide se rencontre dans la plupart des végétaux astringens; il accompagne toujours un autre principe immédiat qu'on a appelé *tannin*, et que l'on regarde aujourd'hui comme un acide différent de l'acide gallique.

On peut le retirer de la noix de galle, où il se trouve plus abondamment que dans toute autre substance végétale, en suivant le procédé de Schéele, qui consiste à faire une forte infusion aqueuse de noix de galle qu'on abandonne à elle-même dans un bocal recouvert d'une simple feuille de papier. Le tannin que contient cette solution se décompose peu à peu, donne naissance à une moisissure épaisse qu'on retire au bout d'un mois, tandis que l'acide gallique, par suite de l'évaporation d'une partie du liquide,

forme un dépôt jaunâtre ou grisâtre au fond du bocal, qu'on recueille et qu'on dissout ensuite dans l'eau bouillante pour le purifier.

M. Braconnot a proposé (*Annales de chimie et de physique*, tome IX), un moyen plus simple pour extraire cet acide. Il verse sur des noix de galle entières assez d'eau pour les recouvrir, et les abandonne ainsi à une température de + 20 à 25°. Il s'établit peu à peu une fermentation qui décompose le tannin, et convertit la masse en une bouillie liquide qu'il soumet ensuite à la presse. En traitant le marc avec de l'eau bouillante, il en retire une grande quantité d'acide gallique qu'il achève de purifier et de décolorer en le redissolvant dans l'eau chaude, et ajoutant à la solution du charbon animal. La liqueur filtrée abandonne, par le refroidissement, l'acide gallique en longues aiguilles blanches.

D'après des observations récentes faites par M. Pelouze, l'acide gallique ne préexisterait pas dans les noix de galle, ou du moins celles-ci n'en contiendraient que de très-petites quantités ; la majeure partie de cet acide proviendrait de la décomposition du tannin sous l'influence de l'air et de l'eau.

Propriétés. L'acide gallique, à l'état de pureté, cristallise en aiguilles blanches soyeuses, inaltérables à l'air. Sa saveur est faiblement acide, et laisse dans la bouche un arrière-goût sucré. Soumis à l'action du feu dans une cornue, il donne des produits variables suivant la température ; à + 125, il se résout en gaz acide carbonique et en un acide particulier sublimé (acide pyrogallique) ; à + 250, d'après M. Pelouze, il donne de l'acide carbonique, de l'eau, et un résidu noir qui est un acide qu'on a désigné sous le nom d'acide *métagallique*. L'eau, à la température ordinaire, en dissout $\frac{1}{20}$ de son poids, et l'eau bouillante $\frac{1}{3}$. L'alcool en dissout une grande quantité. La

solution aqueuse se colore peu à peu par son exposition à l'air, et finit par se couvrir de moisissure. Mise en contact avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, elle se colore immédiatement en jaune rougeâtre qui se fonce au contact de l'air, et devient brun très-foncé; elle forme avec l'eau de chaux et de barite des précipités blancs verdâtres, floconneux, que bleuit le contact de l'air, et qui deviennent bruns violacés par suite de l'absorption de l'oxigène de l'air avec l'acétate de plomb, un précipité blanc, et avec les sels de fer à l'état de peroxide, un précipité bleu noirâtre.

D'après M. Pelouze, l'acide gallique est composé de: carbone, 49.89; hydrogène, 3,49, oxigène, 46.62 ou $C^7 H^6 O^5$. L'acide cristallisé renferme 2 atomes d'eau combinée.

Usages. L'acide gallique est seulement employé comme réactif dans les laboratoires. La couleur noire intense qu'il produit avec les sels de peroxide de fer, le rend précieux pour reconnaître les sels de cet oxide.

Gallates.

Les combinaisons de l'acide gallique avec les bases sont si peu stables à l'air qu'on ne peut les étudier, car dès que cet acide est saturé par une base, la combinaison absorbe l'oxigène de l'air, se colore, et l'acide gallique se trouve décomposé. Quelles altérations cet acide éprouve-t-il? C'est ce qu'on n'a pas encore bien reconnu; on sait seulement qu'il change de propriété, qu'il ne produit plus de couleur noire avec les sels de fer, et qu'il a été transformé en une matière brune, acide et incristallisable.

Acide ellagique.

Cet acide existe dans la noix de galle conjointement avec l'acide gallique, il a été observé par MM. Chevreul et Braconnot. Ce dernier chimiste, qui en a constaté les

caractères particuliers, lui a donné le nom qu'il porte et qui est formé du mot renversé *galle*, auquel on a joint la terminaison ique.

L'acide ellagique se précipite avec l'acide gallique de l'infusion aqueuse de noix de galle, sous la forme d'un dépôt cristallin jaunâtre. On les sépare l'un de l'autre par l'eau bouillante qui dissout l'acide gallique et laisse intact l'acide ellagique, mêlé à une petite quantité de gallate de chaux. En traitant par une solution faible de potasse, on dissout l'acide ellagique, et le gallate de chaux reste insoluble. L'acide ellagique est ensuite isolé de sa combinaison avec la potasse par l'acide hydrochlorique qui le précipite sous forme pulvérulente.

Propriétés. L'acide ellagique ainsi obtenu, se présente sous forme d'une poudre blanche avec une légère nuance de fauve. Il est insipide, peu soluble dans l'eau bouillante, et rougit faiblement la teinture de tournesol. Chauffé dans des vases fermés, il se décompose en donnant une vapeur jaune qui se condense en cristaux transparens de la même couleur. Cet acide prend une couleur rouge de sang par sa digestion dans l'acide nitrique, et se transforme ensuite en acide oxalique; il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels neutres, insolubles dans l'eau; les premiers ne deviennent solubles que par un excès d'alcali.

Cet acide est composé de carbone 55,8, hydrogène, 2,66, oxigène, 41,54 ou $C^7 H^4 O^4$, d'où l'on voit qu'il diffère de l'acide gallique parce qu'il contient en moins 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxigène.

Acide tannique.

Cet acide se trouve dans toutes les substances végétales astringentes. Il a été regardé d'abord comme un principe immédiat neutre qu'on a désigné sous le nom de tannin en

raison de la propriété dont il jouit de se combiner au derme et de tanner la peau, mais on le range aujourd'hui au nombre des acides organiques.

Extraction. Pour obtenir cet acide à l'état de pureté, on introduit dans une alonge dont la douille est bouchée par une mèche de coton, de la noix de galle réduite en poudre et qu'on tasse légèrement. Après avoir disposé cette alonge sur un flacon, on y verse de l'éther sulfurique hydraté, égal au volume de la poudre, et on abandonne l'appareil à lui-même après l'avoir bouché. Le lendemain, on trouve, au fond du flacon, deux couches distinctes qu'on sépare à l'aide d'un entonnoir. La couche inférieure, placée dans une capsule est ensuite lavée avec une nouvelle portion d'éther; après ce lavage, on l'évapore soit dans une étuve, soit sous le récipient de la machine pneumatique; le résidu jaunâtre spongieux, brillant et cristallin qu'elle laisse est l'acide tannique le plus pur qu'on ait encore pu obtenir.

Propriétés. Cet acide, à l'état de pureté, est incolore, inodore et incristallisable; il possède une saveur astringente au plus haut degré, l'eau le dissout en grande quantité; sa solution rougit la teinture de tournesol, décompose avec effervescence les carbonates et précipite la plupart des dissolutions métalliques en se combinant aux oxides. Son caractère distinctif est de précipiter la solution de gélatine en flocons blancs et les sels de peroxide de fer en noir bleu foncé. L'alcool et l'éther le dissolvent aussi, mais moins bien que l'eau. L'acide tannique est composé de carbone 51,18, hydrogène, 4,18, oxigène, 44,64 $= C^6 H^6 O^4$.

Usages. Cet acide ayant la propriété de précipiter de leur solution certains principes azotés, a été employé avec avantage pour remédier à la maladie de certains vins blancs qui tournent au gras, maladie causée par la fermen-

tation d'une matière azotée, glutineuse qui existait dans les vins. Ses usages sont surtout multipliés pour le tannage des peaux, la teinture en noir, et la fabrication de l'encre à écrire.

En médecine, l'acide tannique ne présente pas moins d'intérêt en raison de ses propriétés astringentes et fortifiantes qui se retrouvent dans tous les médicamens végétaux où cet acide existe en plus ou moins grande quantité.

Tannates.

Le seul tannate qui soit employé est le tannate de peroxide de fer qui fait la base de l'encre et de la teinture en noir.

L'encre à écrire se prépare en ajoutant à une infusion de noix de galle du sulfate de fer et de la gomme pour empêcher la précipitation du pertannate de fer. Voici dans quelles proportions on emploie ces substances: noix de galles, 500 gr.; sulfate de fer, 250 gr.; gomme arabique, 250; eau bouillante, 8000; après avoir pilé la noix de galle, on la fait infuser dans l'eau bouillante pendant 24 heures, on passe ensuite à travers un tamis et on ajoute le sulfate de fer et la gomme qu'on fait dissoudre par l'agitation. Quelques fabricans y ajoutent un peu de sulfate de cuivre et du bois de campêche, mais on peut s'en dispenser.

Acide succinique.

On obtient cet acide de la distillation du succin (ambre jaune); l'opération se fait en chauffant graduellement le succin dans une cornue de verre, à laquelle on a adapté une alonge et un ballon tubulé. On recueille trois produits différens; de l'acide succinique cristallisé à la voûte de la cornue, et dans le ballon une huile brune et une certaine

quantité d'eau acide contenant de l'acide acétique et de l'acide succinique. Ces trois produits étaient employés autrefois en médecine; le premier sous le nom de *sel de succin*, le second sous celui d'*huile de succin*, et le troisième était nommé *esprit de succin*.

Pour séparer l'acide succinique, on traite le produit huileux avec de l'eau bouillante qui dissout l'acide succinique. Après avoir décanté l'eau de l'huile qui la surnage, on la sature par le sous-carbonate de potasse, et afin de décolorer la liqueur on y projette du charbon animal, et on la filtre. En versant une solution d'acétate de plomb dans le succinate de potasse, il en résulte tout à coup un précipité de succinate de plomb insoluble duquel on sépare l'acide par le procédé que nous avons indiqué pour extraire l'acide oxalique de l'oxalate de plomb.

Propriétés. L'acide succinique est blanc à l'état de pureté, il est inodore, d'une saveur aigre très-prononcée suivie d'une âcreté particulière, il cristallise en prismes blancs transparens. Exposé à l'action de la chaleur, il fond, se volatilise et se décompose en partie. Il est inaltérable à l'air; l'eau et l'alcool le dissolvent avec facilité. Sa solution aqueuse rougit fortement la teinture de tournesol; elle ne précipite point les solutions de chaux ni de barite, mais forme avec l'acétate de plomb un précipité blanc.

Cet acide a été récemment étudié et analysé par M. Darcet fils, qui l'a trouvé composé de carbone, 48,48; hydrogène, 3,96; oxigène, 47,56, proportions qui correspondent à la formule suivante : C^4 H^4 O^3.

On a rencontré un acide analogue dans la distillation de certaines espèces de térébenthine, ce qui ferait supposer que l'ambre jaune est, comme quelques auteurs l'ont avancé, une résine végétale qui s'est concrétée. Sa composition élémentaire le faisait soupçonner. L'existence de l'acide suc-

cinique, constatée par MM. Serbat et Lecanu, dans la térébenthine, la présence du même acide observée par M. Chevalier dans l'huile volatile de cumin, confirment cette opinion.

Succinates.

Les succinates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles et cristallisables. Le dernier de ces sels est employé dans les laboratoires, pour séparer le fer du manganèse, car les sels de manganèse ne sont point précipités par le succinate d'ammoniaque, tandis que ceux de peroxide de fer forment un précipité jaune-chamois tout-à-fait insoluble. Dans l'action du feu, les succinates basiques de la première section donnent des produits analogues aux benzoates, le liquide oléagineux qui se forme a été désigné sous le nom de *succinone*, il correspond au benzone.

Acide mellitique ou mellique.

Klaproth a donné le nom d'*acide mellitique* à un acide particulier de nature organique qu'il découvrit uni à l'alumine dans un minéral très-rare, désigné par les minéralogistes sous le nom de *pierre de miel*, *mellite*. On l'extrait en faisant bouillir ce minéral pulvérisé dans l'eau bouillante. L'acide est dissous et l'alumine reste insoluble. Par l'évaporation de l'eau, on obtient un résidu qui, traité par l'alcool, isole entièrement cet acide de la portion d'alumine qu'il avait entraînée. Sa solution alcoolique filtrée et concentrée laisse déposer l'acide sous forme de petits cristaux.

Propriétés. Cet acide se présente cristallisé en petites aiguilles fines qui se réunissent quelquefois en globules. Sa saveur est d'abord aigre et ensuite légèrement amère; projeté sur une lame de fer chaude, il se dissipe en fumée

grise sans odeur sensible. Il est peu soluble dans l'eau; sa solution précipite les eaux de chaux et de barite en flocons blancs, ainsi que les solutions d'acétate de plomb et de protonitrate de mercure : ces précipités sont solubles dans l'acide nitrique; elle produit avec l'acétate de cuivre un précipité vert, et avec le nitrate de fer un précipité jaune-isabelle.

Cet acide n'a encore été observé dans d'autres substances que celle où il a été extrait; il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque des sels solubles et cristallisables. Il est composé seulement de carbone et d'oxigène dans le rapport de $C^4 O^3$.

Acide morique.

Cet acide a été découvert par Klaproth dans une exsudation jaune brunâtre qui s'était concrétée sur le tronc d'un mûrier blanc, *morus alba;* il y existe en combinaison avec la chaux.

On l'obtient en traitant par l'eau chaude cette exsudation, et versant dans la solution qui contient le morate de chaux, de l'acétate de plomb. Il s'y produit par double décomposition du morate de plomb insoluble, qu'on décompose ensuite, soit par l'acide sulfurique, soit par le gaz hydrosulfurique.

Propriétés. L'acide morique cristallise en aiguilles fines de couleur de bois pâle; sa saveur est acide et âcre. Chauffé, il se partage en deux parties; l'une se décompose, l'autre se vaporise et se condense en aiguilles prismatiques tranparentes et inaltérables à l'air; il est soluble dans l'eau et l'alcool; il paraît former avec les oxides de la première section des sels généralement solubles.

Cet acide a été peu examiné; sa composition élémentaire n'a pas encore été déterminée.

Acide kinique.

Cet acide a été retiré, pour la première fois, par Vauquelin; il existe dans la plupart des espèces de quinquina, et principalement dans le calisaya et le quinquina jaune; on l'a rencontré d'abord en combinaison avec la chaux, d'où on l'a extrait. Depuis, on s'est assuré qu'il est en partie uni aux alcalis végétaux que contient le quinquina, savoir, à la quinine et à la cinchonine.

Pour obtenir cet acide, on épuise l'écorce de quinquina pulvérisée par l'eau froide, et l'on fait concentrer les solutions jusqu'en consistance sirupeuse. En abandonnant le liquide à l'air, dans un lieu frais, il laisse déposer au bout de plusieurs jours des lames blanches jaunâtres de kinate de chaux qu'on purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations spontanées. C'est de ce sel que Vauquelin a extrait l'acide kinique. Si après l'avoir dissous dans dix parties d'eau tiède environ, on verse goutte à goutte de l'acide oxalique dans la solution, la chaux est précipitée à l'état d'oxalate insoluble, et l'acide kinique qui reste dans la liqueur peut ensuite être séparé par la concentration et la cristallisation.

Propriétés. Cet acide est blanc, cristallisable en lames divergentes peu régulières; sa saveur est sensiblement acide; il est inaltérable à l'air, et très-soluble dans l'eau. Exposé au feu, il se décompose en partie en fournissant avec tous les produits des substances végétales un acide particulier (pyrokinique).

L'acide kinique forme avec la plupart des oxides des sels très-solubles, dont quelques-uns peuvent être obtenus cristallisés régulièrement (kinates de chaux, de barite et de strontiane).

Sa composition, d'après M. Liebig, est de C^{15} H^{24} O^{12}.

M. Berzélius a retrouvé un acide identique à celui-ci dans l'aubier du sapin.

Acide méconique.

Cet acide particulier, observé d'abord par Séguin, a été étudié et décrit en 1817 par M. Sertuerner; il existe dans l'opium en combinaison avec la morphine, c'est pourquoi il le distingua par le nom d'acide méconique (μήκων, pavot), pour rappeler son origine.

On peut l'isoler en faisant une infusion aqueuse d'opium, versant dans cette solution qui contient le méconate acide de morphine de l'ammoniaque; la morphine est précipitée en combinaison avec une matière colorante, et l'acide méconique reste uni à l'ammoniaque et forme un sel soluble. En ajoutant à cette liqueur une solution de chlorure de barium, il y a décomposition et précipitation de méconate de barite insoluble qu'on recueille et qu'on lave à l'alcool. Pour séparer l'acide méconique de sa combinaison avec la barite, on la traite par de l'acide sulfurique faible; il y a production de sulfate de barite insoluble, et l'acide reste en solution dans l'eau, et peut être obtenu par cristallisation. Mais le procédé le plus convenable consiste à précipiter une infusion concentrée d'opium par le chlorure de calcium, à recueillir le précipité de méconate de chaux, le laver à l'eau et ensuite à l'alcool bouillant. En traitant ce précipité par dix fois son poids d'eau, à + 90° et acidulée par l'acide hydrochlorique, il y a décomposition du méconate de chaux et l'acide méconique qui est mis en liberté, cristallise par refroidissement de la liqueur filtrée.

Propriétés. L'acide méconique se présente en écailles blanches micacées, inaltérables à l'air. Exposé à l'action de la chaleur, il abandonne son eau de cristallisation, et se décompose ensuite en donnant de l'acide carbonique, de

l'eau, un peu d'huile et un acide particulier (acide *pyro-méconique*). L'eau le dissout avec facilité, surtout à chaud, car ce liquide en dissout $\frac{1}{4}$ de son poids. Cette solution, soumise à une température de + 100° pendant quelque temps, s'altère, se colore, et il se dégage du gaz acide carbonique provenant de la décomposition de l'acide méconique, qui se trouve alors converti en un autre acide moins soluble que M. Robiquet a désigné sous le nom d'acide *meta-méconique*. Cet acide se produit quand on fait bouillir une solution de méconate avec un acide.

L'acide méconique forme, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels solubles cristallisables, et avec la barite, la strontiane et la chaux, des sels peu solubles ou insolubles dans l'eau; un des caractères de cet acide et de ses combinaisons, est de produire avec les sels de peroxide de fer une couleur rouge-cerise intense sans précipitation.

Il est composé de carbone 42,46, hydrogène 1,98, oxigène 55,66 ou $C^7 H^4 O^7$.

En traitant l'infusion d'opium par un excès de magnésie, la morphine est non-seulement précipitée, mais l'acide méconique forme avec la magnésie un sous-sel insoluble. C'est de ce précipité magnésien, traité par l'alcool pour enlever la morphine, et ensuite dissous dans l'acide sulfurique, qu'on peut retirer l'acide méconique par le même procédé que ci-dessus, c'est-à-dire par l'intermède du chlorure de barium.

L'acide méconique paraît exister, mais en très-petite quantité, avec les autres élémens de l'opium, dans les capsules, les feuilles et tiges de nos pavots.

Acide igasurique, ou *strychnique*.

MM. Pelletier et Caventou ont donné ce nom à l'acide organique auquel la strychnine se trouve unie dans la noix vomique. Mais les propriétés reconnues à cet acide

ne sont pas suffisantes pour le caractériser; il paraît se rapprocher plutôt, par ses caractères, de l'acide malique impur. Son existence, comme acide particulier, ne peut être admise qu'après un examen plus détaillé de ses propriétés.

Acide cévadique.

Cet acide a été rencontré dans la graine de cévadille (*veratrum sabadilla*), par MM. Pelletier et Caventou. On le retire en traitant ces semences par l'éther sulfurique bouillant, et distillant ensuite le liquide éthéré; il reste une matière grasse acide, de couleur jaune et d'une odeur particulière, formée d'huile et d'acide cévadique. On sépare ce dernier en saponifiant la matière grasse par la potasse, et décomposant le savon par l'acide tartrique en excès. Les produits de la saponification étant insolubles dans l'eau se précipitent, tandis que l'acide cévadique séparé de sa combinaison avec la matière grasse, reste dissous dans l'eau. En soumettant la liqueur à la distillation, l'acide cévadique passe en solution dans une certaine quantité d'eau. On l'obtient à l'état de pureté en saturant ce liquide par de l'eau de barite, et évaporant à siccité. Le produit fixe qu'on obtient alors est du cévadate de barite, qu'on décompose dans une cornue avec de l'acide phosphorique; l'acide cévadique isolé de sa combinaison se volatilise et se condense en belles aiguilles blanches.

Propriétés. Cet acide est blanc, cristallisé en aiguilles; son odeur est analogue à celle du beurre. Exposé à l'action de la chaleur, il fond à + 20°, et se volatilise un peu au-dessus de cette température. Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther sulfurique. Ses combinaisons avec les bases n'ont pas encore été examinées.

Acide fungique.

M. Braconnot a donné ce nom à un acide qu'il a décou-

vert dans le suc de la plupart des champignons. Cet acide existe en partie à l'état de liberté dans la *peziza nigra*, et uni à la potasse dans le *boletus juglandis*; on le retire du suc de l'un ou de l'autre de ces végétaux, évaporé en consistance d'extrait, et traité par l'alcool. La portion insoluble de cet extrait contient le fungate de potasse, qu'on décompose par l'acétate de plomb. Le fungate de plomb qui en résulte est traité soit par l'acide sulfurique faible, soit par le gaz acide hydrosulfurique.

Propriétés. Cet acide, à l'état de pureté, est incolore, d'une saveur très-aigre, incristallisable et déliquescent; il forme avec la chaux un sel peu soluble, et avec la potasse et la soude des sels déliquescens et incristallisables. Sous ce rapport et beaucoup d'autres, l'acide fungique ressemblerait à de l'acide malique impur. Un examen plus approfondi des propriétés de cet acide serait nécessaire avant de l'admettre comme acide particulier.

Acide bolétique.

L'examen du suc exprimé du *boletus pseudo-ignarius*, conduisit M. Braconnot à la découverte de cet acide, dont l'ensemble de ses propriétés en fait une espèce vraiment particulière. On retire cet acide par les mêmes procédés que l'acide fungique.

Propriétés. L'acide bolétique, à l'état de pureté, est blanc, inaltérable à l'air, cristallisé en petits prismes à quatre pans. Sa saveur est aigre comme celle de la crême de tartre. Exposé au feu dans une cornue, il se décompose en partie, et se sublime sous forme de petits cristaux blancs. Il est peu soluble dans l'eau, car ce liquide à + 20° en dissout $\frac{1}{180}$ de son poids; l'alcool en dissout $\frac{1}{45}$.

La solution aqueuse de cet acide n'est point précipitée par l'eau de chaux ni par l'eau de barite; elle forme, avec

le nitrate de plomb et le nitrate d'argent, des précipités blancs solubles dans l'acide nitrique.

L'acide bolétique n'a pas été analysé; il produit avec la plupart des bases des sels solubles et cristallisables.

Acide pectique.

L'existence de cet acide, reconnue d'abord par M. Payen, a été établie par M. Braconnot, qui lui a donné le nom d'*acide pectique*, de *πηκτις*, *coagulum*, *gelée*, parce que cet acide jouit de la propriété de se prendre en gelée lorsqu'il est dissous dans une certaine quantité d'eau.

On le trouve dans un grand nombre de parties de végétaux, telles que les racines de carottes, de panais, de betteraves, etc.; et certains fruits, tels que les groseilles, les pommes, les coings, etc. Il paraît être très-répandu dans le règne végétal. On l'obtient avec facilité de la pulpe de l'une des racines que nous avons indiquées; mais il est préférable d'opérer sur une racine dépourvue de couleur, telle que la betterave blanche.

On prend le marc des betteraves, on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau distillée ou de pluie, et on l'exprime ensuite fortement dans un linge. Après l'avoir délayé dans six à huit parties d'eau distillée, on y ajoute $\frac{2}{50}$ de son poids de potasse à la chaux, et on fait bouillir pendant un quart d'heure. L'acide pectique se combine à la potasse, et forme un sel qui rend l'eau mucilagineuse. On passe ensuite avec expression la liqueur à travers une toile pour séparer le tissu parenchymateux qui n'a pas été dissous, et on verse dans la solution de pectate de potasse ainsi préparée une solution de chlorure de calcium. Ces deux sels se décomposent, d'où résulte du pectate de chaux qui se précipite en une gelée demi-transparente. On recueille ce sel calcaire sur une toile, on le lave bien, et on le traite par l'acide hydrochlorique faible. L'acide pectique mis à nu se présente

en une gelée, qui doit être lavée avec de l'eau froide jusqu'à ce qu'elle n'ait plus de saveur.

Propriétés. Cet acide, à l'état de pureté, se présente en une masse gélatineuse demi-transparente, insipide, rougissant légèrement la teinture de tournesol. Exposé à l'air, il se dessèche peu à peu, et se transforme en plaques transparentes et cassantes. Il est insoluble dans l'eau froide, et presque insoluble dans l'eau bouillante.

Soumis à l'action de la chaleur, il donne tous les produits des substances végétales non azotées.

Il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque des sels solubles, d'où les acides précipitent l'acide pectique en une gelée transparente. Toutes les autres combinaisons de cet acide avec les oxides métalliques sont insolubles, et ont, lorsqu'elles sont récemment préparées, un caractère gélatineux.

La composition de cet acide n'est pas encore connue.

Usages. L'acide pectique, en raison de la propriété qu'il a de former gelée avec l'eau, peut être employé pour la confection de gelées végétales qu'on sucre et qu'on aromatise diversement. Suivant M. Braconnot, les pectates de soude et de potasse pourraient être administrés avec avantage dans les cas d'empoisonnement par les sels de cuivre, de plomb, en raison de la grande insolubilité du pectate de ces oxides.

Dans un mémoire inséré dans le tome XLI des *Annales de chimie et de physique*, Vauquelin a observé qu'on pouvait extraire l'acide pectique en traitant le marc de carottes, lavé et exprimé, par une solution de bi-carbonate de potasse et de soude. Ce moyen lui a paru fournir un acide plus blanc. Il a eu l'occasion de faire une remarque importante en traitant l'acide pectique en gelée par la potasse caustique, et évaporant à siccité à une douce chaleur : c'est la décomposition totale de l'acide pectique et

sa transformation en acide oxalique qui reste uni à la potasse. Cette action de la potasse caustique sur l'acide pectique pourrait être assimilée à celle de l'acide nitrique sur le même corps.

Acide hydrocyanique.

Nous signalons ici l'acide hydrocyanique comme principe immédiat acide, parce que son existence a été reconnue dans quelques parties de végétaux, telles que les fleurs de pêcher, les amandes amères, les noyaux d'abricots, de cerise, les feuilles du laurier-amande. Il s'y trouve le plus ordinairement associé à une huile volatile, et peut être séparé par la distillation de ces substances avec une certaine quantité d'eau. Sa présence peut être constatée dans le produit distillé par les réactifs qui établissent ses caractères, et que nous avons signalés dans la première partie de cet ouvrage.

Acide équisétique.

M. Braconnot, en entreprenant des recherches chimiques sur la nature des prêles et principalement de la prêle fluviatile (*equisetum fluviatile* L.), a été amené à découvrir dans ce végétal, dont les tiges sont employées dans les arts pour polir les bois et les métaux, cet acide végétal particulier qui y existe uni à la magnésie.

Il l'a retiré de la portion de l'extrait aqueux de cette plante insoluble dans l'alcool, après avoir décomposé le phosphate et le sulfate de potasse qui s'y trouvaient par l'acétate de barite; l'équisétate de magnésie reste dans la liqueur mêlé à l'excès d'acétate de barite. En versant alors de l'acétate de plomb, il s'est formé un précipité d'équisétate de plomb, d'où il a extrait l'acide équisétique par les moyens ordinaires.

Propriétés. L'acide équisétique se présente en cristaux

confus ou en petites aiguilles blanches radiées. Sa saveur est aigre et un peu analogue à celle de l'acide tartrique; il est inaltérable à l'air. Chauffé, il se décompose sans se sublimer, et donne un produit huileux acide incristallisable. L'eau et l'alcool le dissolvent avec facilité. Sa solution aqueuse ne précipite ni l'eau de chaux, ni l'eau de barite; mais elle forme, avec l'acétate de plomb et le protonitrate de mercure, des précipités blancs caillebotés solubles dans l'acide nitrique. Cette solution précipite les sels de peroxide de fer, sans apporter aucun trouble dans ceux à base de protoxide.

Telles sont les propriétés que M. Braconnot a reconnues à cet acide. Il a observé qu'il formait avec la potasse et la soude des sels déliquescens incristallisables, avec l'ammoniaque un sel cristallisable, avec la chaux, la magnésie et l'oxide de zinc, des combinaisons très-solubles, incristallisables, transparentes et inaltérables à l'air. (*Annales de chimie et de physique*, t. XXXIX, p. 1.)

Acide ulmique.

On désigne aujourd'hui sous ce nom un produit qu'on avait d'abord distingué sous le nom d'ulmine, en raison de sa présence dans une exsudation trouvée sur l'écorce de l'orme. Cet acide se forme dans toutes les circonstances où les matières végétales sont abandonnées à l'influence de l'air et de l'humidité, en présence d'un alcali ou d'un carbonate alcalin. Ainsi il fait partie constituante des bois pourris, du fumier, des engrais, du terreau, de la tourbe et de certains lignites, etc., etc.

On le forme en faisant réagir dans un creuset, à l'aide de la chaleur, le bois avec de la potasse et un peu d'eau; il en résulte une masse brune soluble dans l'eau, d'où l'on précipite l'acide ulmique par les acides.

On peut l'extraire des différentes substances où il existe,

en les traitant par une solution de carbonate de potasse.

Propriétés. L'acide ulmique, à l'état d'hydrate ou récemment précipité, se présente en une masse gélatineuse brun-noirâtre, qui devient tout-à-fait noire par la dessiccation ; il est alors en petits fragmens amorphes, très-fragiles, et peu soluble dans l'eau froide ; l'eau bouillante se colore en brun en en dissolvant $\frac{1}{1500}$ de son poids. L'alcool le dissout et le laisse déposer en paillettes par évaporation spontanée.

La potasse, la soude et l'ammoniaque forment avec cet acide des combinaisons solubles incristallisables, colorées en brun noir très-foncé.

Cet acide, d'après l'analyse de M. Boullay, est composé de carbone, 57,64; hydrogène, 4,70; oxigène, 37,56, ou $C^{30}\ H^{30}\ O^{15}$.

Acide lichenique.

Pfaff a donné ce nom à un acide particulier qu'il a retiré du lichen d'Islande.

Cet acide se présente en petites aiguilles prismatiques qui se volatilisent au feu sans se décomposer, il est soluble dans l'eau et l'alcool ; du reste, ses propriétés n'ont été que peu étudiées.

Acide caïncique.

Cet acide a été découvert dans l'écorce de la racine de caïnca employée comme fébrifuge au Brésil ; on le sépare de la décoction par les acides d'où il se dépose lentement et cristallise.

Propriétés. L'acide caïncique pur se présente en aiguilles blanches déliées, sans odeur. Sa saveur, peu sensible d'abord, devient très-amère ; il est très-peu soluble dans l'eau, très-soluble, au contraire, dans l'alcool. La chaleur le décompose en le transformant en une matière blanche

cristalline qui se sublime. C'est à cet acide que cette racine doit sans doute ses propriétés médicales.

Acide rocellique.

Cet acide existe dans le lichen, connu sous le nom de *roccella tinctoria ;* à l'état de pureté, il est blanc, en cristaux soyeux, insipides, insolubles dans l'eau, mais très-solubles dans l'alcool et l'éther.

Acide verdique.

Ce nom a été donné par Runge à un acide organique dont les combinaisons ont la propriété de verdir au contact de l'air en absorbant de l'oxigène. Cet acide qui semble être une oxidation différente d'un même radical, existe dans plusieurs familles végétales telles que les *chicoracées*, les valérianées, les plantaginées, les cinarocéphales : il a été peu étudié.

Acide margarique.

Cet acide, dont la découverte est due à M. Chevreul, et qui se produit dans l'action des alcalis sur les huiles, a été rencontré à l'état de liberté par MM. Lecanu et Casasecca, dans l'huile retirée de la coque du Levant (*cocculus menispermum*); mais nous ferons connaître les caractères de cet acide lorsque nous décrirons celui qu'on obtient en saponifiant les huiles.

Nous devrions, à la suite de l'histoire des acides qu'on rencontre naturellement formés dans les végétaux, exposer celle des *acides artificiels* qui sont le résultat de l'action des acides ou de certains oxides sur quelques-uns des principes immédiats. Ces acides, dont le nombre s'est accru dans ces derniers temps, sont : les acides *subérique*, *camphorique*, *mucique*, *oxalhydrique*, *oléique*, *margarique*, *élaïodique*, *ricinique*, *palmique*, *esculique*, *lactique* et

formique; mais nous pensons que leur description et l'énumération de leurs principales propriétés seront mieux placées aux articles où nous traiterons de chacun de ces principes en particulier.

CHAPITRE VI.

Des bases salifiables végétales ou alcalis végétaux.

CETTE nouvelle classe de principes immédiats n'est connue que depuis dix-huit ans. Aucune substance analogue aux oxides métalliques, par leurs propriétés électro-positives, n'avait été démontrée dans les végétaux ni dans aucun de leurs produits naturels, lorsque M. Sertuerner, pharmacien à Eimbach, dans le royaume de Hanovre, annonça, en 1817, qu'il avait séparé de l'opium une base alcaline de nature organique qui s'y trouve en combinaison à un acide particulier, et par conséquent à l'état de sel. Ce qui ajoutait à l'intérêt de cette importante découverte, c'est que cette matière alcaline offrait le principe actif et soporatif de l'opium dans son état de pureté. C'est en raison de cette propriété qu'il lui donna le nom de *morphine*, de Morphée, dieu du sommeil.

Ce travail fut répété et confirmé par la plupart des chimistes, soit en France, soit dans les pays étrangers, et dès lors l'existence de ce principe immédiat comme base salifiable fut généralement admise. Guidés par ces premiers résultats, un grand nombre de chimistes dirigèrent dans ce but leurs recherches sur d'autres végétaux, et découvrirent, parmi quelques-uns de ceux qui sont doués d'une certaine propriété active ou médicamenteuse, des prin-

cipes analogues, existant aussi en combinaison avec des acides.

C'est ainsi que s'est accru le nombre des alcalis végétaux qui composent cette classe : on en compte aujourd'hui plus de vingt, savoir : la *morphine*, la *codéine*, la *narcotine*, la *méconine*, la *narcéine*, la *strychnine*, la *brucine*, la *quinine*, la *cinchonine*, la *delphine*, la *vératrine*, la *sabadilline*, l'*atropine*, la *solanine*, la *daturine*, la *nicotine*, l'*aricine*, la *cururine*, l'*hyoscyamine*, l'*émétine*, mais comme parmi ceux-ci il s'en trouve dont les propriétés ont été peu étudiées, et qui n'ont aucun usage en médecine, nous nous abstiendrons d'en parler.

Tous les alcalis végétaux sont généralement solides, incolores et inodores ; leur saveur est plus ou moins amère, ou douée d'âcreté, selon leur solubilité. Quelques-uns d'entre eux cristallisent régulièrement ; les autres sont ou en masse amorphe, ou en poudre blanche cristalline. Exposés à l'action de la chaleur, ils fondent et se décomposent en donnant, avec tous les produits des substances végétales, une certaine quantité d'ammoniaque.

Ils sont inaltérables à l'air, insolubles ou peu solubles dans l'eau froide, à l'exception de la brucine et de l'émétine, très-solubles au contraire dans l'alcool, insolubles dans l'éther sulfurique, excepté la vératrine et la delphine. Leur solution alcoolique verdit le sirop de violettes, et ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides.

Tous les acides minéraux affaiblis et les acides végétaux s'unissent directement aux alcalis végétaux, et forment avec la plupart des sels neutres solubles, cristallisables, et à proportions définies.

Les oxides métalliques, surtout ceux qui sont solubles dans l'eau, sont susceptibles de rendre soluble dans l'eau une certaine quantité d'alcali végétal.

Les combinaisons des alcalis végétaux avec les acides sont, comme les sels métalliques, décomposées par la pile; mais pour vérifier ce fait que nous avons reconnu le premier en 1819, il faut, en raison de l'insolubilité de l'alcali végétal, mettre la solution du sel au pôle négatif, et le faire communiquer avec une petite éprouvette qui contient de l'eau et dans laquelle vient se rendre le pôle positif. L'acide est attiré et transporté au pôle positif, tandis que l'alcali végétal se précipite ou en petits cristaux blancs, ou en flocons gélatineux sur le fil placé au pôle négatif.

Tous les oxides de la deuxième section, plus l'ammoniaque, décomposent les sels produits par les alcalis végétaux; c'est sur ce principe qu'est basée leur extraction.

Comme les acides végétaux, les alcalis végétaux ont une composition particulière; mais ils contiennent, de plus que les premiers, une certaine quantité d'azote dont la proportion est variable entre 5 et 9 pour 100.

L'action que ces alcalis ainsi que leurs composés salins exercent sur l'économie animale, est plus ou moins énergique; plusieurs agissent comme des poisons violens, même à petites doses, d'autres sont des médicamens héroïques qui sont aujourd'hui très-employés.

Morphine.

L'opium, d'où l'on retire cet alcali, est le suc épaissi du pavot (*papaver somniferum* L.) qui croît en Asie et en Turquie. Quoique ce produit ait occupé successivement plusieurs chimistes, sa composition est encore loin d'être définitivement connue. Les dernières analyses y ont signalé quatorze principes, savoir: la *morphine*, la *codéine*, la *narcéine*, la *méconine*, la *narcotine*, *l'acide méconique*, *un acide brun*, *une huile grasse*, *une résine particulière*,

du caoutchouc, de la gomme, de la bassorine, du ligneux et une petite quantité d'un *principe volatil.*

La présence de la morphine avait été reconnue par M. Séguin, pharmacien français, dans l'analyse qu'il fit de l'opium, en 1813 ; mais il ne l'avait pas considérée comme une matière faisant fonction d'alcali à l'égard des acides, ce que M. Sertuerner a établi d'une manière évidente en 1817 ; par conséquent la gloire de cette découverte leur appartient à tous les deux.

Pour obtenir la morphine qui existe dans l'opium à l'état de méconate acide, on suit plusieurs procédés ; celui qui est dû à M. Sertuerner consiste à faire une infusion aqueuse d'opium, et à y verser de l'ammoniaque en excès ; la morphine, dégagée de sa combinaison, se précipite en flocons jaunes brunâtres, mêlée à une matière colorante et à une huile. Si après avoir lavé ce précipité d'abord avec de l'eau, ensuite avec de l'alcool affaibli, on le traite par l'alcool bouillant, la morphine est dissoute et cristallise par refroidissement, en aiguilles jaunâtres, qu'on purifie par de nouvelles solutions dans l'alcool.

M. Robiquet a indiqué un autre procédé qui paraît plus avantageux ; il consiste à faire bouillir l'infusion aqueuse d'opium avec de la magnésie calcinée dans la proportion de 10 à 12 grammes de cette dernière, par livre d'opium. La magnésie décompose le méconate acide de morphine, d'où résulte du sous-méconate de magnésie insoluble qui se précipite avec la morphine dégagée de sa combinaison. On lave le précipité sur un filtre, d'abord avec de l'eau froide, et ensuite avec de l'alcool à 22°, qui dissout une matière colorante brune ; puis on traite le précipité comme ci-dessus par l'alcool bouillant à plusieurs reprises. La morphine seule est dissoute et cristallise, soit par le refroidissement de l'alcool, soit par sa concentration. Ainsi obtenue, la morphine est souvent colorée ; on la purifie

en la redissolvant dans l'alcool, et ajoutant du charbon animal à la solution, qu'on fait ensuite évaporer et cristalliser.

M. Hottot a légèrement modifié le premier procédé ; il concentre la solution aqueuse d'opium jusqu'à ce qu'elle marque deux degrés à l'aréomètre, et la neutralise alors par une petite quantité d'ammoniaque qui en sépare une matière brune grasse qu'on isole. Cette séparation étant faite, il y verse une nouvelle quantité d'ammoniaque et abandonne la liqueur à elle-même ; au bout de vingt-quatre heures, il recueille le précipité, et après l'avoir lavé à l'eau et à l'alcool faible, il le traite comme ci-dessus pour obtenir la morphine. Toutefois la morphine qu'on obtient par ces divers procédés, retient toujours un peu de narcotine qui s'est précipitée avec elle, et dont on ne peut la débarrasser qu'en la traitant par l'éther sulfurique qui la dissout sans agir sur la morphine.

Enfin, MM. Henry fils et Plisson en ont proposé un qui dispense de l'emploi de l'alcool. Ce moyen consiste à traiter l'opium à trois reprises par l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique, concentrer les liqueurs au tiers de leur volume, les filtrer et les précipiter par un excès d'ammoniaque. Le précipité de morphine qui en provient est redissous dans l'acide hydrochlorique étendu d'eau jusqu'à saturation, et la liqueur, après avoir été décolorée par le charbon animal, est soumise à l'évaporation. L'hydrochlorate de morphine qui en résulte cristallise aisément en longues aiguilles qu'on purifie par de nouvelles cristallisations. C'est de ce sel, à l'état de pureté, qu'on sépare la morphine en le dissolvant dans l'eau, et précipitant par l'ammoniaque ; elle se présente alors en une masse blanche pulvérulente qu'on peut facilement obtenir cristallisée par sa solution dans l'alcool bouillant.

Dans ces derniers temps, M. Grégory a employé un

autre procédé, qui consiste à ajouter du chlorure de calcium en excès à une infusion rapprochée d'opium; il se produit un précipité composé de méconate de chaux, de matière résineuse et colorante qu'on sépare par la filtration. La liqueur, neutralisée par un peu de marbre et concentrée, fournit une masse cristalline d'hydrochlorate de morphine mêlé d'hydrochlorate de codéine. En dissolvant ces deux sels dans l'eau, et ajoutant de l'ammoniaque, la morphine est précipitée, et la codéine reste à l'état de sel double dans la liqueur surnageante.

Propriétés. La morphine, à l'état de pureté, est en petites aiguilles blanches, prismatiques, très-légères; elle est inodore; sa saveur est légèrement amère. Exposée à l'action du feu, elle fond, et prend, en refroidissant, une forme cristalline rayonnée; à une température plus élevée, elle se décompose, et fournit un charbon léger et boursouflé qui brûle à l'air sans résidu. Elle est très-peu soluble dans l'eau, car ce liquide, à + 100°, n'en dissout que $\frac{1}{82}$ de son poids qu'il laisse précipiter en partie, par le refroidissement; l'alcool, au contraire, la dissout avec facilité, surtout à chaud, et la laisse cristalliser par le refroidissement. Toutes les solutions de morphine verdissent le sirop de violettes, et ramènent au bleu le tournesol rougi. Les acides s'unissent facilement à la morphine, et forment avec elle des sels neutres solubles et cristallisables; l'acide nitrique concentré la décompose en la dissolvant, et la transforme en une matière rouge de sang qui devient ensuite jaune-orangé. Les sels de peroxide de fer, mis en contact avec la morphine, lui communiquent sur-le-champ une couleur bleue foncée. (Ce caractère particulier et distinctif a été remarqué par M. Robinet.) Enfin la solution d'acide iodique est décomposée par cet alcali, effet que l'on peut constater directement en versant de l'acide iodi-

que sur un mélange de morphine et d'amidon, qui devient bleu foncé sur-le-champ.

La morphine est composée, d'après l'analyse de MM. Dumas et Pelletier, de carbone 72,20, hydrogène 6,24, azote 4,92, oxigène 16,66, ou (C^{34} H^{36} Az^{2} O^{6}). Sa capacité de saturation est telle, qu'elle sature 12,466 d'acide sulfurique.

Action sur l'économie animale. La morphine ingérée dans l'estomac produit à petite dose tous les effets de l'opium, mais son action est plus énergique quand elle est combinée aux acides avec lesquels elle forme des sels solubles, dont les propriétés sont celles de l'opium, et qui peuvent remplacer ce produit dans la thérapeutique.

Des sels de morphine.

Caractères distinctifs. Blancs, cristallisables, inodores, d'une saveur amère prononcée. Ils sont solubles dans l'eau et l'alcool; leur solution aqueuse forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des précipités blancs, floconneux, qui prennent peu à peu un aspect cristallin; l'infusion de noix de galle y produit un précipité blanc jaunâtre très-abondant; l'acide nitrique concentré les colore sur-le-champ en rouge de sang qui devient ensuite rouge orangé; le persulfate de fer leur fait prendre une couleur bleue foncée.

Tous les sels de morphine se préparent directement en saturant les acides étendus d'eau par la morphine. Deux de ceux-ci sont particulièrement employés, ce sont l'acétate de morphine et le sulfate de morphine.

Sulfate de morphine. Obtenu en saturant l'acide sulfurique faible par la morphine, et faisant concentrer la dissolution. Ce sel cristallise en prismes ou en aiguilles déliées qui se groupent en houppes rayonnées; il est inal-

térable à l'air, et soluble dans deux fois son poids d'eau; sa composition est de morphine 100, acide sulfurique 12,46. On l'emploie à la dose d'un quart de grain.

Hydrochlorate de morphine. Ce sel cristallise en aiguilles radiées très-belles, inaltérables à l'air, il est un peu moins soluble dans l'eau que le sel précédent.

Nitrate de morphine. Se prépare en saturant l'acide nitrique étendu de cinq à six fois son poids d'eau par la morphine; il cristallise en aiguilles qui se disposent en étoiles. L'eau à + 15° en dissout les $\frac{2}{3}$ de son poids.

Acétate de morphine. Cette combinaison s'obtient en faisant dissoudre la morphine dans le vinaigre distillé ou dans l'acide acétique étendu de son poids d'eau, et évaporant en consistance sirupeuse la dissolution. L'acétate cristallise, mais difficilement, au bout de quelques jours, en une masse confuse mamelonnée; mais pour l'usage médical, on évapore à siccité la dissolution, et l'on recueille le résidu grisâtre qui en provient.

Ce sel attire un peu l'humidité de l'air; il se dissout dans son propre poids d'eau distillée à la température ordinaire.

Les sels de morphine administrés à petites doses agissent comme l'extrait aqueux d'opium à haute dose; ils déterminent de graves accidens auxquels succède, dans le plus grand nombre de cas, la mort à la suite de tous les symptômes qui accompagnent l'administration de l'opium.

Codéine.

Ce nouvel alcali de l'opium a été découvert en 1832 par M. Robiquet.

On l'obtient des eaux mères d'où la morphine a été précipitée en suivant le procédé de M. Gregory. Pour séparer cet alcali on concentre ces eaux et on fait cristalliser l'hydrochlorate de codéine et d'ammoniaque qu'on traite en-

suite par une solution de potasse caustique ; il se dépose en hydrate de codéine sous forme de poudre blanche qu'on lave avec de petites quantités d'eau froide et qu'on redissout dans l'éther sulfurique. Ce liquide abandonne par évaporation spontanée la codéine sous forme de plaques ou d'aiguilles blanches.

Propriétés. La codéine à l'état de pureté se présente en longues aiguilles déliées d'une grande blancheur, contenant 9,6 d'eau pour cent ou 2 atomes de ce liquide ; elle fond à + 150 et se prend en une masse cristalline par le refroidissement ; elle est plus soluble que la morphine, car 100 parties d'eau à + 15° en dissolvent 1,26, et 5,88 à + 100°. Sa solution bleuit fortement le papier de tournesol rougi.

Les acides s'y combinent facilement et produisent des sels cristallisables. Elle se distingue de la morphine parce que l'acide nitrique ne la colore point en rouge et que les sels de peroxide de fer ne la bleuissent pas. Sa composition, d'après M. Robiquet, est de : carbone, 72, hydrogène, 7,5, azote, 5,4, oxigène, 15,1 = $C^{31}\ H^{40}\ Az^{2}\ O^{5}$.

Son action sur l'économie animale est différente de celle de la morphine, tout en agissant sur le cerveau comme celle-ci, et provoquant le sommeil ; elle ne produit point, d'après M. Barbier, d'Amiens, ni engourdissement, ni vertiges, ni accablement chez les personnes qui sont sous son influence.

Narcéine.

La narcéine a été découverte en 1832 par M. Pelletier.

On la sépare de l'infusion d'extrait d'opium précipitée par l'ammoniaque en la concentrant et la précipitant d'abord par l'eau de barite et ensuite par le carbonate d'ammoniaque pour isoler l'excès de barite employé. Si on fait évaporer en consistance sirupeuse la liqueur, elle cristal-

lise en une masse qu'on soumet à la presse et qu'on traite ensuite par l'alcool à 40° bouillant, ce liquide donne par l'évaporation la narcéine qu'on purifie par plusieurs cristallisations.

Propriétés. La narcéine pure se présente en aiguilles blanches soyeuses, d'une saveur faiblement amère et styptique ; elle fond à + 92° ; l'eau froide en dissout $\frac{1}{375}$, et l'eau bouillante $\frac{1}{230}$, elle est insoluble dans l'éther.

Les acides minéraux concentrés la décomposent, mais ceux qui sont étendus d'une petite quantité d'eau lui communiquent à l'instant une teinte d'un bleu d'azur qui disparaît lorsqu'on ajoute de l'eau pour dissoudre la combinaison, et reparaît par suite de l'évaporation spontanée de l'eau.

La composition de cet alcaloïde est, d'après M. Pelletier : carbone, 54,75, hydrogène, 6,52, azote, 4,33, oxigène, 34,42, ce qui correspond à $C^{27} H^{40} Az^2 O^{16}$.

Narcotine.

La narcotine, placée d'abord au rang des principes immédiats neutres, a été mise au rang des alcalis végétaux par la propriété qu'elle a de s'unir aux acides et de former des combinaisons cristallisables. Elle a été découverte en 1804 par M. Derosne et désignée à cette époque sous le nom de *sel de Derosne*, *sel cristallisable de l'opium*.

On l'extrait du marc d'opium épuisé par l'eau froide en traitant celui-ci par l'acide acétique étendu et bouillant, et précipitant la liqueur filtrée par l'ammoniaque. Le précipité lavé à l'alcool faible et bouilli ensuite avec l'alcool à 40° laisse déposer la narcotine par refroidissement.

Propriétés. La narcotine pure se présente en prismes droits à bases rhomboïdales, en aiguilles ou en paillettes nacrées sans saveur. Son point de fusion est au-dessus de + 100°, elle est insoluble dans l'eau froide, l'eau bouil-

lante en dissout $\frac{1}{400}$. Ses véritables dissolvans sont l'alcool, l'éther et les huiles fixes et volatiles. Les acides la dissolvent sans perdre leurs propriétés et en produisant des sels acides doués d'une grande amertume. L'acide nitrique et les sels de peroxide de fer ne lui font éprouver aucune coloration.

D'après M. Liebig, elle est composée de : carbone, 65,27, hydrogène, 5,32, azote, 3,78, oxigène, 25,63, ou C^{40} H^{40} Az^{2} O^{12}.

Méconine.

L'existence de ce nouveau principe dans l'opium a été démontrée par MM. Dublanc et Couerbe presqu'en même temps; il n'y existe qu'en très-petite quantité et diffère des autres alcalis de l'opium par l'absence de l'azote au nombre de ses élémens.

La méconine se rencontre dans l'infusion d'opium dont on a précipité la morphine et ne peut en être séparée que par évaporation et cristallisation de la liqueur. C'est de la masse cristalline exprimée et traitée par l'alcool bouillant qu'on l'extrait. On la purifie en la dissolvant en dernier lieu dans l'eau bouillante et décolorant la solution par un peu de charbon animal. La méconine ainsi obtenue contient de la narcéine qu'on en sépare par l'éther sulfurique qui ne dissout que la méconine et la laisse cristalliser par évaporation spontanée.

Propriétés. Cette base organique cristallise en prismes blancs à six pans, terminés par un sommet dièdre ; sa saveur peu sensible d'abord devient très-âcre; elle est à la fois soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, ce qui la distingue des alcalis précédens ; les acides concentrés l'altèrent dans sa composition, mais, affaiblis, ils la dissolvent sans se saturer.

D'après les expériences de M. Couerbe, la méconine est

composée de : carbone, 60,23, hydrogène, 4,74, oxigène, 35,03. Sa formule = $C^9 H^8 O^4$.

Strychnine.

Cet acide végétal a été découvert, en 1818, par MM. Pelletier et Caventou, dans la noix vomique (*strychnos nux vomica*) ; sa présence a été constatée ensuite dans la fève de saint Ignace (*Strychnos ignatia*), et dans l'*upas tieuté*, arbre du même genre. Il existe en combinaison avec un acide particulier qui a été désigné sous le nom d'*acide igasurique*.

Plusieurs procédés sont usités pour retirer la strychnine. Le premier, qui a été donné par MM. Pelletier et Caventou, consiste à faire un extrait alcoolique de noix vomique et à le traiter par l'eau. Cette dernière sépare l'extrait alcoolique en deux parties, l'une soluble, contenant l'igasurate de strychnine et une matière colorante brune ; l'autre, insoluble formée par une matière grasse. On verse dans la solution aqueuse du sous-acétate de plomb qui décompose l'igasurate de strychnine, et produit de l'acétate de strychnine soluble et de l'igasurate de plomb qui se précipite avec la matière colorante qui a été entraînée également par le sous-acétate de plomb. Après avoir filtré la liqueur, on y fait passer un courant de gaz hydrosulfurique pour séparer tout l'oxide de plomb de l'excès de sous-acétate employé, et on traite ensuite la liqueur filtrée par la magnésie. L'acétate de strychnine est alors décomposé, d'où résulte de l'acétate de magnésie soluble et de la strychnine qui se précipite avec l'excès de magnésie. On recueille ce précipité, et après l'avoir lavé à l'eau froide et à l'alcool faible, on le fait bouillir avec de l'alcool à 36°, auquel on ajoute du charbon animal pour décolorer la solution. Cette dernière partie du procédé est, comme on le

voit, conforme à celle que nous avons rapportée pour l'extraction de la morphine.

Aujourd'hui on substitue, dans les laboratoires, à ce procédé long et dispendieux, un autre qui est plus économique et plus court. On fait bouillir à plusieurs reprises la noix vomique râpée dans l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique; on passe la décoction à travers des toiles, et on exprime fortement le marc. Les liqueurs qui proviennent de cette opération sont évaporées en consistance demi-sirupeuse, et on y ajoute peu à peu de l'hydrate de chaux jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. L'hydrochlorate de strychnine est décomposé, et la strychnine se précipite avec la chaux en excès; on recueille ce précipité sur une toile, et on le lave d'abord avec de l'eau et ensuite de l'alcool à 22°, puis on le fait bouillir dans l'alcool à 36°. La solution alcoolique distillée jusqu'au quart et ensuite évaporée fournit la strychnine, qu'on purifie par les moyens que nous avons indiqués pour la morphine.

Propriétés. La strychnine, à l'état de pureté, se présente en petits prismes blancs à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces; elle est inodore, d'une saveur excessivement amère qui persiste long-temps. Exposée au feu, elle ne fond pas, se boursoufle et se décompose en laissant un charbon volumineux. L'air ne lui fait éprouver aucune altération; elle est si peu soluble dans l'eau à la température ordinaire, que ce liquide à + 10° n'en dissout que $\frac{1}{6667}$, et à + 100° $\frac{1}{2500}$. L'alcool, au contraire, la dissout avec facilité et la laisse cristalliser régulièrement par son évaporation spontanée. Mise en contact avec le sirop de violettes et la teinture de tournesol rougie, elle se comporte comme les substances alcalines. Lorsqu'elle est pure, elle ne rougit pas par l'acide nitrique concentré, mais jouit de cette propriété le plus ordinairement par un peu de brucine qu'il est difficile de lui en-

lever. Les sels de peroxide de fer ne produisent point de coloration bleue avec la strychnine. Les acides la dissolvent avec facilité, et forment des sels solubles plus ou moins cristallisables.

Suivant M. Liebig, la strychnine est composée de : carbone, 77,20, hydrogène, 6,72, azote, 5,95, oxigène, 10,13 = C^{30} H^{32} Az^{2} O^{3}.

Action sur l'économie animale. La strychnine agit avec une grande violence sur les animaux ; à la dose d'un demi-grain, elle fait périr les petits quadrupèdes à la suite de convulsions très-fortes et de secousses tétaniques. L'action des sels de strychnine est encore plus énergique.

Sels de strychnine.

Caractères distinctifs. Blancs, cristallisables et solubles, ils sont doués d'une très-grande amertume. Leur solution est précipitée par la potasse, la soude et l'ammoniaque, en flocons blancs : l'infusion de noix y occasione un précipité floconneux blanchâtre ; l'acide nitrique concentré les colore en rouge à une douce chaleur, lorsque la strychnine est impure ; mais les sels de peroxide de fer n'y produisent aucune coloration. Tous les sels de strychnine s'obtiennent directement en saturant les acides affaiblis par la strychnine.

Sulfate de strychnine. Ce sel cristallise en cubes lorsqu'il est neutre, et en aiguilles déliées lorsqu'il est avec excès d'acide ; il est inaltérable à l'air, soluble dans dix fois son poids d'eau à + 15°. Exposé à la chaleur, il fond avant de se décomposer. Il est formé de : acide sulfurique 9,5, strychnine 90,5.

Nitrate de strychnine. Ce sel se présente en aiguilles nacrées qui se groupent en étoiles ; il est plus soluble que le sulfate.

Hydrochlorate de strychnine. Il cristallise en aiguilles

prismatiques très-déliées qui se groupent en mamelons ; il est inaltérable à l'air, et plus soluble que le sulfate.

Les acides acétique, tartrique, oxalique, etc., forment avec cette base des sels solubles et cristallisables.

Brucine.

Cette base salifiable organique a été découverte, en 1819, par MM. Pelletier et Caventou, dans l'écorce de la fausse angusture (*brucea antidysenterica*); elle s'y trouve combinée à l'acide gallique, et peut en être obtenue par les mêmes procédés que ceux que nous avons décrits pour la strychnine. On la purifie d'une matière colorante qu'elle contient en la transformant en oxalate, et traitant ce sel par un mélange d'alcool et d'éther sulfurique qui dissout cette matière étrangère. Du reste, la brucine est isolée en décomposant ensuite l'oxalate de brucine par la magnésie, et suivant les procédés usités dans toutes ces opérations.

Propriétés. La brucine est sous la forme de prismes obliques à quatre pans, à base parallélogrammique, ou en petites lames nacrées; elle est inodore; sa saveur est très-amère et un peu âcre. Elle fond à une douce chaleur, et devient dure et demi-transparente comme la cire par le refroidissement. L'air ne lui fait éprouver aucune altération; elle se dissout dans 850 fois son poids d'eau à + 15°, et dans 500 fois son poids d'eau bouillante. L'alcool la dissout avec facilité, et la laisse cristalliser à l'air libre en écailles nacrées qui sont un hydrate de brucine. Mise en contact avec l'acide nitrique, la brucine devient rouge de sang, et produit ensuite une couleur violette avec le protochlorure d'étain.

Sa composition est, d'après M. Liebig : carbone, 70,96, hydrogène, 6,50, azote, 5,14, oxigène, 17,40 = $C^{32} H^{36} Az^2 O^6$.

Action de la brucine sur l'économie. Le mode d'action de cette base salifiable est analogue à celui de la strychnine, elle détermine des attaques de tétanos, et agit sur les nerfs sans attaquer le cerveau, ni affecter les facultés intellectuelles. L'intensité de son action est à celle de la strychnine :: 1 : 12.

Sels de brucine.

Caractères distinctifs. Ils se rapprochent beaucoup de ceux des sels de strychnine. L'acide nitrique, mis en contact à chaud avec les sels de brucine, les colore en rouge nacarat, couleur à laquelle succède une teinte jaune orangé comme avec les sels de strychnine ; mais le protochlorure d'étain produit une belle couleur violette avec les sels de brucine jaunis par l'acide nitrique. Tous les sels de brucine sont solubles.

Le sulfate de brucine cristallise en longues aiguilles déliées, qui paraissent être des prismes à quatre pans ; il est très-soluble dans l'eau. Le nitrate de brucine, préparé comme celui de strychnine, est incristallisable à l'état neutre ; il se présente en une masse gommeuse transparente. Le nitrate acide cristallise distinctement en prismes quadrangulaires terminés par un biseau. L'hydrochlorate de brucine fournit des cristaux blancs qui sont des prismes à quatre pans, tronqués par une face peu inclinée. L'acétate est très-soluble et incristallisable, tandis que l'oxalate acide cristallise en longues aiguilles.

Delphine.

Cette base salifiable a été découverte, en 1819, dans les graines de staphisaigre (*delphinium staphisagria*), par M. Feneulle et moi ; à peu près en même temps, M. Brandes a fait de son côté la même découverte. Cette base se trouve dans les graines combinée à l'acide malique,

et peut être séparée en faisant bouillir dans une petite quantité d'eau les semences mondées et réduites en pâte fine, filtrant la décoction qui contient entre autres principes le malate acide de delphine qu'on décompose par la magnésie, et en se conformant à ce que nous avons rapporté pour l'extraction des autres alcalis végétaux.

Un autre procédé que nous avons également publié, et qui permet d'obtenir de plus grandes quantités de delphine, consiste à faire bouillir les graines entières et pilées dans de l'eau acidulée par l'acide sulfurique, à précipiter ensuite la décoction filtrée par l'ammoniaque, recueillir le précipité blanc gélatineux, le laver et le traiter, lorsqu'il est sec, par l'alcool bouillant. Ce liquide abandonne, par l'évaporation spontanée dans une étuve, la delphine.

Propriétés. La delphine à l'état de pureté est sous la forme d'une poudre blanche, cristalline lorsqu'elle est humide, et qui devient opaque par son exposition à l'air; elle est inodore, d'une saveur d'abord un peu amère, et ensuite d'une âcreté très-prononcée et persistante. Exposée à l'action de la chaleur, elle fond à + 120°, et devient dure et cassante par le refroidissement, comme de la résine. L'eau froide a peu d'action sur la delphine; cependant elle en dissout de petites quantités : l'alcool et l'éther sulfurique la dissolvent avec facilité.

Cet alcali végétal s'unit à tous les acides, et forme avec eux des sels d'une saveur amère et très-âcre, très-solubles et incristallisables. La capacité de saturation de cette base organique paraît très-faible. Sa composition, d'après M. Couerbe, est de : carbone 77, hydrogène 8,89, azote 6,61, oxigène 7,50 = $C^{27}\ H^{38}\ Az^{2}\ O^{2}$.

Action sur l'économie animale. La delphine est le principe actif des graines de staphisaigre. A la dose de cinq à six grains, elle occasionne chez les chiens une vive in-

flammation du tube digestif, à la suite de laquelle survient en quelques heures la mort.

Vératrine.

Cet alcali a d'abord été rencontré, par MM. Pelletier et Caventou, dans les graines de cévadille (*veratrum sabadilla*), et ensuite dans les bulbes de colchique et l'ellébore blanc. Il est en combinaison avec l'acide gallique; on le sépare en traitant la décoction des graines de cévadille comme la solution aqueuse de l'extrait alcoolique de noix vomique. La vératrine obtenue par ce procédé n'est pas pure; elle contient, d'après M. Couerbe, trois substances, savoir : 1° une soluble dans l'eau et cristallisable, qu'il appelle *sabadilline*; 2° une matière résineuse rougeâtre (résinigomme); 3° une résine particulière insoluble dans l'eau et l'éther (vératrine).

Propriétés. La vératrine se présente sous forme d'une masse blanche, inodore, friable, d'une saveur très-âcre et nullement amère; elle fond à + 115°, et se transforme en une masse jaune transparente par le refroidissement. L'eau froide la dissout à peine; mais à + 100°, elle en prend $\frac{1}{1000}$ de son poids. L'alcool et l'éther sulfurique la dissolvent avec facilité. Les acides s'y unissent, et forment avec elle des sels très-âcres et incristallisables. Sa composition, d'après M. Couerbe, est de : carbone 71,24 : hydrogène 7,51, azote 4,85, oxigène 16,39, ou C^{34} H^{43} Az^2 O^6; sa capacité de saturation pour l'acide sulfurique est de 6,644.

Cet alcali a une action énergique; il produit, à petit dose, des vomissemens violens, des superpurgations à la suite desquelles arrive la mort.

Solanine.

M. Desfosses, pharmacien à Besançon, en examinant

le suc retiré par expression des baies de morelle noire (*solanum nigrum*), a obtenu, par la saturation avec l'ammoniaque, un précipité floconneux grisâtre, d'où il a extrait par l'alcool bouillant une matière alcaline particulière à laquelle il a donné le nom de *solanine*. Cet alcali est en combinaison dans le suc de cette plante avec l'acide malique.

Propriétés. La solanine est blanche, un peu brillante et toujours sous forme pulvérulente; elle est inodore, très-amère, fusible avant de se décomposer par le feu; elle est peu soluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool bouillant, d'où elle se précipite par le refroidissement. Les acides la dissolvent avec facilité, et forment des sels très-amers, incristallisables et déliquescens, qui jouissent au plus haut degré des propriétés narcotiques de la plante.

Cet alcali est composé, d'après M. Blanchet, de : carbone 72, hydrogène 8,9, azote 1,6, oxigène 27,5; il a été trouvé dans plusieurs espèces de morelle, dans le *solanum mammosum*, par M. Morin, et dans le *solanum verbascifolium*, par MM. Payen et Chevallier. M. le docteur Otto a constaté dernièrement l'existence de cet alcali dans les germes de la pomme de terre, ce qui explique les propriétés nuisibles remarquées sur les bestiaux qui en avaient mangé.

Émétine.

MM. Magendie et Pelletier ont d'abord donné ce nom à un produit extractiforme retiré de l'ipécacuanha, et qu'ils avaient regardé comme pur et neutre, mais que M. Pelletier a depuis considéré comme une base salifiable organique.

On l'obtient en traitant la racine d'ipécacuanha (*psychotria emetica*) réduite en poudre, d'abord par l'éther sulfurique pour lui enlever une matière grasse, et ensuite par

l'alcool bouillant. Les solutions alcooliques évaporées laissent un extrait brun amer qui contient l'émétine unie à l'acide gallique. On redissout cet extrait dans l'eau, et on le fait bouillir avec un excès de magnésie qui décompose le gallate d'émétine; on lave le précipité magnésien avec un peu d'eau froide, et on le fait bouillir lorsqu'il est sec dans l'alcool à 40°. L'émétine, dissoute dans l'alcool, est séparée par l'évaporation; mais comme elle est colorée, on la recombine à un acide, et après avoir décoloré la liqueur par du charbon animal, on la précipite de nouveau par un excès de magnésie.

Propriétés. A l'état de pureté, l'émétine est blanche, pulvérulente et incristallisable : sa saveur est un peu amère; elle fond à + 50°, et se décompose ensuite au-dessous de 100. L'air ne lui fait éprouver aucune altération; elle est peu soluble dans l'eau froide, très-soluble au contraire dans l'alcool. Sa solution ramène au bleu le papier de tournesol rougi, et est précipitée par l'infusion de noix de galle; elle sature imparfaitement les acides, avec lesquels elle donne des sels incristallisables qui ont été peu examinés.

La composition de l'émétique est, d'après MM. Dumas et Pelletier de : carbone 64,57, oxigène 22,95, hydrogène 7,77, azote 4,30.

Action de l'émétine sur l'économie animale. Administrée à la dose d'un demi-grain, elle agit, suivant MM. Magendie et Pelletier, comme vomitif puissant, suivi d'assoupissement; à la dose de six grains, elle excite des vomissemens violens, et produit l'engourdissement et la mort à la suite d'une vive inflammation des poumons et des intestins. Elle entre, à petite dose, dans plusieurs préparations pharmaceutiques, et surtout dans un sirop particulier (sirop d'émétine).

Cinchonine et quinine.

L'existence d'un principe particulier cristallisable dans le quinquina gris, avait été entrevue depuis long-temps par MM. Duncan d'Edimbourg et Gomez de Lisbonne, et l'examen de quelques-unes de ses propriétés avait été fait non-seulement par ces deux chimistes, mais encore par M. Laubert, en France. La nature alcaline de ce principe, désigné alors sous le nom de *cinchonin*, n'a surtout été démontrée qu'en 1820 par MM. Labillardière, Pelletier et Caventou. Ces deux derniers chimistes, en faisant l'analyse de plusieurs variétés de quinquina, ont été amenés à découvrir une autre base analogue à la première, mais très-différente par ses caractères, et qu'ils ont conséquemment distinguée par le nom de *quinine*.

Ces deux bases alcalines, qui se trouvent associées dans quelques espèces de quinquina en proportions variables, forment les principes fébrifuges de ces médicamens.

La cinchonine se retire surtout du quinquina gris (*cinchona condaminea*), où elle existe en combinaison avec l'acide kinique. On traite, à l'aide de l'ébullition et à plusieurs reprises, l'écorce de ce quinquina réduite en poudre fine par de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique. Les décoctions étant filtrées sont saturées par un excès d'hydrate de chaux, dont on favorise l'action par une douce chaleur; il se produit un précipité abondant qu'on lave et qu'on dessèche ensuite. Ce précipité est formé de cinchonine, de matière colorante et de l'excès d'hydrate de chaux : traité à chaud par l'alcool, il abandonne à ce liquide la cinchonine, qu'on peut obtenir par évaporation et cristallisation. Toutefois, ainsi obtenue, la cinchonine est colorée, et ne peut être purifiée qu'en la dissolvant dans la quantité convenable d'acide sulfurique très-affaibli, traitant la dissolution par le charbon animal, et en précipitant de nouveau

la cinchonine par la chaux, qu'on sépare ensuite par l'alcool bouillant.

Propriétés. La cinchonine se présente en petites aiguilles blanches translucides; elle est inodore, sa saveur est amère, mais ne se développe que lentement. Sa solubilité dans l'eau est faible, car l'eau bouillante n'en dissout que $\frac{1}{2500}$: l'alcool, au contraire, la dissout facilement, surtout à chaud. Les acides se combinent à la cinchonine, et forment avec elle des sels pour la plupart solubles et cristallisables, doués d'une saveur très-amère et styptique. Elle est composée de : carbone 78,17, hydrogène 7,68, azote 9,05, oxigène 5,12; sa formule — $C^{20}\ H^{24}\ Az^{2}\ O^{1}$.

Action sur l'économie et usages. Des expériences directes ont constaté que cet alcali n'exerçait aucune action nuisible sur l'économie, que c'est à sa combinaison avec l'acide kinique que le quinquina gris doit sa vertu fébrifuge, que cette propriété est plus développée dans les sels de cinchonine à cause de leur solubilité, mais toutefois moins que dans les sels formés par la quinine.

Sels de cinchonine.

Les sels de cinchonine formés par les acides minéraux, sont solubles et cristallisables; parmi ceux produits par les acides végétaux, il n'y a que l'acétate qui le soit.

Le sulfate de cinchonine cristallise en prismes blancs rhomboïdaux, il est très-soluble et d'une saveur très-amère. Le nitrate se présente en une masse formée d'aiguilles prismatiques groupées les unes sur les autres; l'hydrochlorate en prismes très-déliés ou en aiguilles réunies; l'acétate en petites paillettes nacrées que l'eau transforme en acétate acide et en sous-acétate. Les oxalates, tartrates et gallates de cinchonine sont insolubles, et peuvent être obtenus par voie de décomposition des sels précédens.

Quinine.

C'est aux travaux de MM. Pelletier et Caventou que l'on est redevable de la découverte de ce nouvel alcali végétal qui existe surtout dans le quinquina jaune. On obtient cette base salifiable particulière par le même procédé que celui qui fournit la cinchonine ; toutefois, comme cette opération a reçu une grande extension, on distille dans un alambic les solutions alcooliques qui contiennent la quinine, afin de recueillir l'alcool qui peut servir à de nouvelles expériences.

Propriétés. La quinine peut être obtenue cristallisée en aiguilles déliées et soyeuses par l'évaporation lente de sa solution alcoolique étendue d'eau, mais elle se présente ordinairement en masse poreuse, d'un blanc sale et d'une saveur très-amère. Exposée à une douce chaleur, elle se fond comme une résine, et devient cassante en refroidissant; elle est à peine soluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool. Les acides s'y unissent facilement et produisent avec elle des sels qui sont généralement solubles et qui ont une saveur amère très-développée. Sa composition est de : carbone, 74,39, hydrogène, 7,25, azote, 8,62, oxigène, 9,74. Sa formule est $C^{20} H^{24} Az^2 O^2$. En comparant cette formule à celle de la cinchonine, on voit que la quinine contient 1 atome d'oxigène en plus, ce qui permet de supposer que ces deux alcalis organiques sont deux oxides d'un radical composé de $C^{20} H^{24} Az^2$, et qu'en conséquence la cinchonine en est le protoxide et la quinine le deutoxide.

Action sur l'économie. La quinine jouit des mêmes propriétés que la cinchonine; elle exerce une action fébrifuge plus prononcée que cette dernière, et est plus particulièrement employée dans le traitement des fièvres intermittentes. Quoique insoluble, elle agit comme les sels de qui-

nine solubles, comme l'ont prouvé des expériences directes; elle se transforme alors dans l'estomac en un composé soluble.

Sels de quinine.

Tous les sels de quinine s'obtiennent directement en dissolvant la quinine pure dans les acides étendus d'eau. Ceux formés par les acides minéraux et l'acide acétique sont solubles et cristallisables ; les autres sont insolubles, tels que l'oxalate, le tartrate et le gallate.

Le *sulfate de quinine bi-basique* est de tous les sels de cette espèce le plus employé. On le prépare en dissolvant à chaud la quinine dans l'acide sulfurique étendu de 12 à 15 parties d'eau, filtrant la liqueur dès que la saturation est faite et l'abandonnant à elle-même ; le sulfate de quinine cristallise par le refroidissement en petites aiguilles blanches soyeuses, qui, après avoir été égouttées, sont séchées à l'étuve entre plusieurs doubles de papier-joseph. Le sulfate de cinchonine, qui accompagne le sulfate de quinine dans cette préparation, reste dans l'eau mère avec une portion de ce dernier.

Propriétés. Le sulfate de quinine bi-basique se présente en aiguilles blanches très-légères, flexibles, entrelacées, et dont la masse ressemble à de l'amiante ; il est très-efflorescent, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude, et très-soluble dans l'alcool, même à froid. Exposé à l'action de la chaleur, il devient phosphorescent et lumineux à une température au-dessous de + 100° ; à une chaleur plus élevée, il se fond avant de se décomposer.

Ce sulfate bibasique cristallisé contient 2 atomes de quinine, 1 atome d'acide sulfurique et 10 atomes d'eau ; à l'air sec, il perd 6 atomes d'eau et en retient 4, qui se dégagent à une douce chaleur.

Ce sel est la préparation de quinine dont on fait le plus

d'usage. On le donne en solution dans l'eau, soit en pilules, à la dose de six à vingt grains dans les momens qui précèdent les accès de fièvres intermittentes, pour lesquelles on employait autrefois avec avantage soit l'extrait de quinquina, soit le quinquina en nature.

Sulfate de quinine. Ce sel cristallise en prismes aiguillés plus volumineux que le précédent; il est aussi plus soluble dans l'eau, et se forme lorsque la quantité d'acide sulfurique employée pour dissoudre la quinine est en excès par rapport à celle-ci. Il contient, d'après l'analyse qui en a été faite par M. Robiquet, deux fois environ plus d'acide sulfurique que le sulfate neutre.

L'hydrochlorate de quinine, préparé directement, cristallise en aiguilles blanches soyeuses; il est moins soluble que l'hydrochlorate de cinchonine.

L'acétate de quinine est en aiguilles soyeuses et nacrées; il est très-facile à obtenir cristallisé, peu soluble dans l'eau bouillante, d'où il se précipite par le refroidissement en masse formée d'une multitude d'aiguilles soyeuses très-légères.

Aricine.

On a donné ce nom à un alcaloïde analogue à la cinchonine par quelques caractères, et qui a été découvert en 1829 dans une écorce venue d'arica, et mélangée avec quelques espèces de quinquina.

Cette écorce, analysée par MM. Pelletier et Corriol, leur a offert ce nouvel alcali organique, qu'ils ont désigné sous le nom d'*aricine*.

Propriétés. L'aricine est blanche, cristallisable, insoluble dans l'eau, sans saveur sensible; elle fond à une douce chaleur, et se comporte comme la quinine; elle s'unit aux acides et forme des sels avec eux; le sulfate de cette base est incristallisable dans l'eau, mais cristallise

en aiguilles soyeuses au milieu de l'alcool. L'acide nitrique concentré lui fait prendre une belle couleur verte.

Cette base est composée, d'après M. Pelletier, de ; carbone 70,9, hydrogène 6,9, azote 8,3, oxigène 13,9 ; sa formule, qui est $C^{20} H^{24} Az^{2} O^{3}$, la rapproche du radical de la cinchonine dont elle serait le tritoxide, puisqu'elle contient trois atomes de plus d'oxigène.

La présence d'autres bases salifiables organiques a été annoncée dans plusieurs autres végétaux plus ou moins actifs ; telles sont la *daturine* retirée du *datura stramonium* ; la *cicutine*, extraite de la *ciguë*; l'*hyosciamine*, de l'*hyosciamus niger* ; l'*atropine*, de l'*atropa belladona*, la *nicotine* du nicotiana tabacum ; la *curarine*, base organique extrêmement vénéneuse, retirée par MM. Boussingault et Roulin de l'extrait de curara employé par les Indiens pour empoisonner leurs flèches; mais les propriétés de ces bases n'ont pas encore été assez étudiées, pour qu'on puisse les admettre au nombre de celles que nous avons consignées dans ce chapitre.

CHAPITRE VII.

Des principes immédiats neutres ou indifférens.

Nous comprenons sous ce nom tous les principes organiques qui ne sont ni des acides ni des bases, et qui peuvent s'unir indifféremment tantôt avec les acides, tantôt avec les oxides, sans toutefois former avec eux des combinaisons en proportions définies, comme le présentent les principes immédiats renfermés dans les sections précédentes.

Les principes immédiats neutres peuvent être divisés en deux classes; savoir, 1° les principes que l'on rencontre dans un grand nombre de végétaux d'espèces différentes, et qui constituent des produits très-employés, tels que le *sucre*, l'*amidon*, le *ligneux*, les *gommes*, etc.; 2° ceux qu'on ne trouve que dans une certaine espèce végétale ou dans quelques genres peu nombreux. Ces derniers ne seront décrits avec détail qu'autant qu'ils auront un usage soit en médecine, soit dans les arts.

Du sucre.

Ce principe immédiat est très-répandu dans le règne végétal, il existe dans la plupart des fruits mûrs, dans certaines racines et tiges; mais il n'est pas toujours identique dans ces différentes substances, d'où il suit qu'il y a plusieurs espèces distinctes de sucre. On en connaît cinq auxquelles on peut rapporter toutes les autres, savoir: 1° le *sucre de canne*; 2° le *sucre de raisin*; 3° le *sucre liquide de miel*; 4° la *mannite* ou *sucre de la manne*; 5° la *glycirrhizine* ou *sucre de la réglisse*.

Ces différentes espèces peuvent être rangées en deux sections, suivant qu'elles éprouvent ou non la fermentation alcoolique. 1° *Sucres fermentescibles*. Sucre de canne, sucre de raisin, sucre de miel. 2° *Sucres non fermentescibles*, mannite, glycirrhizine.

Sucre de canne. On retire cette espèce des tiges de la canne à sucre (*arundo saccharifera*), qu'on cultive dans les Indes orientales et occidentales. Lorsque les tiges sont parvenues à leur maturité, on les coupe par le pied, et après les avoir effeuillées, on en exprime le suc qu'elles contiennent, en les faisant passer entre deux cylindres verticaux qui tournent dans un sens opposé. Le liquide qui en découle est reçu dans des baquets; il est trouble et immédiatement placé dans une chaudière, en y ajoutant

une petite quantité de chaux. Il s'y forme bientôt à l'aide de la chaleur des écumes qu'on enlève, et qui sont dues à la coagulation d'une matière albumineuse existant dans le suc de la canne. Cette épuration étant faite, on concentre le suc jusqu'à ce qu'il marque 23° à l'aréomètre, et on le filtre à travers un tissu de laine pour séparer le dépôt qui s'y est formé, ensuite on l'évapore jusqu'en consistance sirupeuse très-épaisse, et on l'abandonne à lui-même, après l'avoir fait refroidir, dans des caisses en bois percées de plusieurs trous à la partie inférieure, et que l'on tient bouchés avec des chevilles de bois. La cristallisation du sucre s'opère peu à peu ; on la détermine en agitant le sirop avec un mouveron, et lorsque tout le sucre est cristallisé, on débouche les trous pour donner issue à un liquide jaune brunâtre, qu'on concentre de nouveau jusqu'à ce qu'il ne fournisse plus de cristaux. Le sucre qu'on obtient ainsi est coloré et mou ; on l'expose à l'air pour le sécher, et ensuite on l'expédie sous le nom de *sucre brut*, *moscouade* ou *cassonade*. Quant au liquide qui refuse de cristalliser, il est coloré en jaune brunâtre et est formé d'une matière sucrée incristallisable ; on le désigne sous le nom de *mélasse*.

Le sucre brut est ensuite raffiné en le dissolvant dans une certaine quantité d'eau, et ajoutant de la chaux, du sang de bœuf, et une petite quantité de charbon animal à la liqueur qu'on porte jusqu'à l'ébullition. L'albumine que contient le sang est coagulée, et entraîne les matières étrangères qui étaient en suspension en formant une écume qu'on enlève facilement. Le sirop étant amené à un certain degré de cuisson, on le filtre à travers une couche de charbon d'os réduit en poudre, afin de le décolorer, et lorsqu'il est concentré au point de cristalliser, on le verse dans des vases de terre cuite, de forme conique, qui sont renversés la pointe en bas sur d'autres pots de terre qui les suppor-

tent. Chaque vase conique est percé à son sommet d'un trou qu'on tient bouché, et par lequel on laisse écouler la portion du sirop qui n'a pas cristallisé. Le sucre, en cristallisant dans ces vases, prend exactement cette forme conique qui le caractérise dans le commerce. On lui fait subir, pour achever de le blanchir, une troisième opération, qui consiste à appliquer à la base du pain de sucre, encore dans la forme, une couche de terre argileuse délayée dans l'eau. Dans cette opération, qui porte le nom de *terrage*, l'eau s'infiltre peu à peu à travers la masse du sucre, et liquéfie les portions de sirop coloré qui peuvent rester appliquées à la surface des cristaux. Le sucre, soumis plusieurs fois à cette opération, est ensuite bien égoutté et séché à l'étuve pour qu'il acquière de la solidité.

Propriétés. Le sucre, à l'état de pureté, est inodore, blanc, d'une cassure cristalline; sa saveur est douce et très-sucrée. Il est très-cassant et plus ou moins dur. L'air ne lui fait éprouver aucune altération. Exposé à l'action du feu, il se boursoufle, se colore en brun jaunâtre, et répand une odeur particulière; il est connu alors sous le nom de *caramel*; à une température plus élevée, il se décompose entièrement et donne de l'eau, de l'huile empyreumatique, de l'acide acétique, du gaz acide carbonique, de l'hydrogène protocarboné, et un charbon très-léger et très-poreux. L'eau, à la température ordinaire, en dissout environ un poids égal au sien; à l'aide de la chaleur, elle en dissout une très-grande quantité. La solution formée de deux parties de sucre et d'une partie d'eau est visqueuse, plus dense que l'eau ordinaire, et porte le nom de *sirop*. Abandonnée à elle-même dans une étuve, cette solution laisse peu à peu déposer le sucre en gros cristaux, transparens, affectant la forme de prismes quadrilatères rhomboïdaux, terminés par des pyramides dièdres ou trièdres; sous cet état, il est désigné

vulgairement sous le nom de *sucre candi*, et contient, d'après M. Berzélius, 1 atome de sucre contre 1 atome d'eau.

L'alcool pur n'a que peu d'action sur le sucre; mais il en dissout d'autant plus qu'il contient plus d'eau. La solution aqueuse de sucre n'est précipitée par aucun réactif, pas même par le sous-acétate de plomb qui précipite tous les autres principes immédiats. Mise en contact avec le ferment à une température de + 15° à + 20°, elle ne tarde pas à se décomposer, et à donner naissance à de l'acide carbonique et à de l'alcool par la réaction qu'éprouvent les élémens du sucre. Cette propriété, qui appartient aux différentes espèces de sucre, peut servir à les distinguer de quelques autres matières sucrées qui se rapprochent des premières par plusieurs caractères.

Les acides minéraux concentrés agissent plus ou moins promptement sur les élémens du sucre. L'acide sulfurique concentré le charbonne à la température ordinaire, en s'emparant d'une partie de son oxigène et de son hydrogène; à chaud, il est décomposé par son carbone et son hydrogène qui lui enlèvent une partie de son oxigène. L'acide nitrique le décompose à l'aide de la chaleur, et le transforme d'abord en acide oxalhydrique et ensuite en acide oxalique pur.

Le premier de ces acides s'obtient en traitant à chaud 1 partie de sucre par 2 parties d'acide nitrique étendu. Après le dégagement du gaz deutoxide d'azote, on étend la liqueur de 4 à 5 fois son poids d'eau, on neutralise par l'ammoniaque, et on précipite par le nitrate de chaux l'acide oxalique qui s'y est formé. L'oxalhydrate d'ammoniaque qui reste dans la liqueur est décomposé par l'acétate de plomb, et c'est de ce précipité qu'on sépare l'acide par un courant de gaz hydrosulfurique.

L'acide oxalhydrique se présente en un liquide sirupeux

acide, incristallisable, qui contient 1 atome d'eau; l'acide nitrique le transforme à chaud en acide oxalique; il forme avec les bases des sels neutres et des bi-sels généralement cristallisables. Il est composé de: $C^8 H^6 O^6$, d'après M. Guérin.

Plusieurs oxides solubles peuvent s'unir au sucre et le rendre incristallisable; tels sont les oxides de la deuxième section; d'autres qui sont insolubles, comme le protoxide de plomb, deviennent solubles par leur union avec le sucre; enfin, ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène, sont réduits peu à peu par leur contact avec sa solution. Les sels de ces oxides offrent les mêmes résultats.

La composition du sucre a été déterminée par plusieurs chimistes. M. Berzélius, en analysant le sucre anhydre, l'a trouvé composé de : carbone 44,99, hydrogène 6,41, oxigène 48,60 = $C^{12} H^{21} O^{10}$.

Usages. Le sucre est un des principes immédiats les plus employés, soit comme aliment, soit comme médicament. Il fait partie constituante d'un grand nombre d'alimens naturels et artificiels, forme la base des sirops, des conserves, des confitures; sert d'assaisonnement à une infinité de mets dont il relève le goût fade, etc.

1°. *Sucre de betterave et d'érable*. Ces deux espèces, identiques par toutes leurs propriétés avec le sucre de canne, ne forment avec celui-ci qu'une seule espèce chimique, qui est probablement très-répandue dans beaucoup de végétaux, mais en trop petite quantité pour qu'il soit possible de l'extraire avec avantage: le premier se retire du jus de la betterave, qui peut en fournir de 4 à 5 pour 100, et le second de la sève de l'érable à sucre (*acer montanum*). L'exploitation du sucre de betterave est devenue, en France, une branche considérable de commerce qui s'accroît de jour en jour. Ce sucre s'extrait de la betterave à peu près par les mêmes procédés que ceux que nous

avons indiqués pour le sucre de canne. Après avoir nettoyé les betteraves, on les râpe, et on soumet la pulpe qui en provient à une très-forte pression. Le suc qui en découle est ensuite porté dans des chaudières, où on le sature avec de la chaux pour le clarifier et l'évaporer ensuite. Quant au marc des betteraves exprimées, il sert d'aliment pour les bestiaux. Le sucre de betterave est employé aux mêmes usages que le sucre de canne; l'identité de ces deux produits est telle, qu'on les livre indistinctement au commerce.

2°. *Sucre de raisin.* Cette espèce se rencontre abondamment dans les raisins et dans tous les fruits sucrés. On l'obtient facilement en exprimant les raisins bien mûrs, saturant le sucre qui en provient par un peu de craie, filtrant la liqueur et la concentrant en consistance sirupeuse; le sucre ne tarde pas à s'en séparer, et à cristalliser en une masse confuse analogue à la *moscouade;* on lave cette masse cristallisée avec un peu d'eau froide, et on la soumet à la presse. Le sucre de raisin peut être purifié en le redissolvant dans une petite quantité d'eau, et concentrant convenablement la liqueur.

Propriétés. Le sucre de raisin ne se présente que sous forme de petits grains blanchâtres ayant peu de consistance, et qui se groupent en petits tubercules; sa saveur est fraîche et ensuite sucrée, mais moins que celle du sucre ordinaire; il est moins soluble dans l'eau que ce dernier à la température ordinaire. L'alcool bouillant le dissout facilement, et le laisse précipiter par le refroidissement en petits tubercules blancs. Ces caractères le différencient du sucre de canne, dont il jouit au reste de toutes les propriétés chimiques. Sa composition est de : carbone 36,71, oxigène 56,51, hydrogène 6,78.

Dans plusieurs réactions artificielles sur certains principes immédiats neutres, on forme une matière sucrée

identique sous tous les rapports avec le sucre de raisin.

Nous rattachons à cette espèce le *sucre de champignons*, qu'on retire par l'alcool de l'extrait du suc de l'*agaricus volvaceus*, quoiqu'il en diffère par quelques propriétés. Ce sucre particulier a été décrit par M. Braconnot ; il cristallise aisément en prismes blancs quadrilatères très-déliés. Sa saveur est fraîche et peu sucrée ; il se comporte avec l'eau et l'alcool comme le sucre de raisin. Sa tendance à cristalliser est si grande, qu'une goutte de solution aqueuse de ce sucre, répandue à la surface d'un vase, cristallise en longues aiguilles qui s'entrecroisent. Les acides et le ferment agissent sur ce sucre comme sur les précédens.

3°. *Sucres liquides incristallisables*. On trouve dans beaucoup de substances végétales un sucre qui reste constamment à l'état liquide, quel que soit le degré de concentration de sa solution. Cette espèce accompagne quelquefois la première. Le miel, dont la consistance est variable, ne paraît être qu'un mélange de ces deux espèces : on peut facilement les isoler en traitant le miel par plusieurs fois son poids d'alcool à 36°. La matière sucrée cristallisable et solide est séparée, et l'alcool tient en solution le sucre incristallisable qu'on obtient par l'évaporation. Ce dernier est toujours sous la forme d'un sirop très-épais, transparent, d'une saveur douce et sucrée, qui, à part son état physique, jouit de toutes les propriétés des espèces précédentes.

4°. *Mannite* ou *sucre de la manne*. Cette espèce est bien différente des précédentes par la propriété qu'elle a de ne pas fermenter quand on la met en contact avec le ferment. On l'extrait de la manne qui est un suc concret qui découle spontanément de plusieurs arbres, et surtout de l'espèce de frêne désignée sous le nom de *fraxinus ornus*. Si, après avoir dissous la manne, dans l'alcool bouillant,

on filtre la solution, elle laisse précipiter par le refroidissement des aiguilles blanches de cette espèce particulière de sucre.

Propriétés. La manite est blanche, cristallisée en petites aiguilles; sa saveur est douce et sucrée; elle est inaltérable à l'air, très-soluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool chaud, d'où elle se précipite en partie par le refroidissement. L'acide nitrique la convertit à chaud en acide oxalique; elle est composée, d'après M. William Prout, de: carbone 38,7, oxigène et hydrogène dans les proportions nécessaires pour former l'eau 61,3.

Cette espèce de sucre se trouve dans plusieurs autres substances végétales. Vauquelin et Laugier ont constaté sa présence dans le suc de carottes et de melon; nous l'avons nous-même observée sur les feuilles de certains fusains.

5° *Glycirrhizine* ou *matière sucrée de la réglisse.* Ce sucre particulier, très différent des espèces précédentes, a été isolé par M. Robiquet. On l'obtient en faisant une infusion ou une décoction concentrée de racine de réglisse, et y ajoutant après son refroidissement une petite quantité d'acide sulfurique; il en résulte un précipité gélatineux transparent, insoluble, formé par la matière sucrée et l'acide sulfurique. Après avoir recueilli et lavé ce précipité à l'eau froide, on le dissout dans l'alcool, et on sature l'acide sulfurique par le carbonate de soude. Le sulfate de soude qui se produit se précipite, et la matière sucrée reste en solution dans l'alcool et peut être obtenue par l'évaporation.

Propriétés. La glycirrhizine, à l'état de pureté, est en masse jaune, transparente, d'une saveur douce et sucrée, semblable à celle de la racine d'où elle a été retirée; elle est incristallisable et sans odeur. Projetée sur les charbons ardens, elle se décompose en se boursouflant et répan-

dant une odeur résineuse. L'eau froide n'a que peu d'action sur elle; mais l'eau bouillante la dissout et forme avec elle une gelée transparente. L'alcool la dissout également bien.

Sa solution aqueuse est précipitée par tous les acides qui s'y unissent, et forment avec elle des composés gélatineux insolubles.; elle n'éprouve aucune altération par le ferment ; l'acide nitrique la décompose à chaud, et la transforme en une matière jaune visqueuse, insoluble dans l'eau et analogue aux résines. D'après ces caractères, cette espèce est tout-à-fait distincte de celles que nous avons décrites ; elle existe probablement dans d'autres végétaux de la même famille. Les propriétés de l'extrait de réglisse, appelé ordinairement *jus de réglisse*, sont dues à la présence de cette espèce de sucre.

Produits immédiats sucrés. Après avoir décrit les propriétés des espèces de sucre qu'on rencontre dans les substances végétales, nous allons exposer celles de deux produits immédiats sucrés très-employés en médecine.

Manne. La manne est un suc concrété à l'air, qui découle soit spontanément, soit par des incisions pratiquées à l'écorce d'une espèce de frêne désignée par Linnée sous le nom de *fraxinus ornus* ; elle est formée de trois principes : de sucre incristallisable, d'un autre principe sucré cristallisable (mannite), et d'une matière nauséeuse incristallisable. Ce produit sucré, suivant sa pureté, est connu sous trois noms différens dans le commerce : on donne le nom de *manne en larmes* à celle qui est en morceaux oblongs, cassans et cristallins, d'une saveur douce et sucrée ; on distingue sous le nom de *manne en sorte* celle qui est en masse molle, noirâtre, résultant de l'agglutination d'un grand nombre de petites larmes ; enfin, on connaît sous le nom de *manne grasse* celle qui se présente en masse gluante, mêlée de plus ou moins d'impuretés.

La manne est surtout employée en médecine comme purgatif doux et laxatif, à la dose d'une once à trois onces; on l'associe souvent à d'autres substances médicamenteuses.

Miel. Quoique ce produit soit le résultat du travail des abeilles, on pense qu'il est tout formé dans les nectaires des fleurs où ces animaux vont le chercher, et qu'il ne subit qu'une légère élaboration dans leur estomac avant de le déposer dans les alvéoles de leurs gâteaux. Cette opinion est d'autant plus vraisemblable, que le suc que l'on trouve au fond du calice de certaines fleurs ressemble beaucoup par ses propriétés au miel récolté par les abeilles.

Le miel se retire facilement des alvéoles de cire qui le contiennent en les exposant d'abord sur des claies d'osier à une douce chaleur, et ensuite en les brisant et les soumettant à une douce pression à une température plus élevée. Le miel qui a découlé spontanément des gâteaux est le plus pur; on le connaît sous le nom de *miel vierge*; celui qui a été recueilli en second lieu est moins pur; il contient des débris d'alvéoles brisées, et une petite quantité de couvain, qu'on sépare par le repos et la décantation.

Beaucoup de causes peuvent modifier les qualités du miel, savoir : le mode de son extraction, le climat et les plantes sur lesquelles la récolte en a été faite. On a observé que le miel recueilli sur certaines plantes participait souvent de quelques-unes de leurs propriétés. C'est ainsi que celui récolté sur des plantes aromatiques de la famille des labiées est agréable au goût et à l'odorat, tandis que celui qui a été pris sur des plantes douées de propriétés narcotiques ou purgatives, est nauséeux et possède plus ou moins de ces propriétés.

La consistance et la couleur du miel sont variables : tantôt il est liquide et a l'aspect d'un sirop transparent;

tantôt il est demi-solide, grenu, blanc ou jaunâtre, tels sont les miels de Narbonne et du Gâtinais; d'autres fois il est coloré en rouge brunâtre, a une saveur et une odeur désagréables, tels sont les miels de Bretagne.

Les miels, à part les principes étrangers qu'ils peuvent renfermer, sont formés de deux espèces de sucre : l'une soluble et cristallisable, analogue au sucre de raisin; l'autre incristallisable, sous la forme d'un sirop épais; ces deux espèces constituent toutes les qualités de miel qu'on trouve dans le commerce.

On sépare facilement ces deux espèces de sucre en délayant à froid le miel dans trois à quatre fois son volume d'alcool, et filtrant ce liquide; le sucre cristallisable se précipite, et l'alcool fournit par son évaporation le sucre incristallisable.

Usages. Le miel est très-employé, soit comme aliment, soit comme médicament; il jouit de propriétés adoucissantes et légèrement laxatives; on en forme en pharmacie des sirops composés, désignés sous le nom de *mellites*. Il sert aussi comme excipient d'un grand nombre de médicamens.

Amidine.

Nous désignons avec quelques chimistes, sous cette dénomination, le principe particulier qui existe dans les diverses espèces d'amidon ou de fécule, et qui leur communique leurs principaux caractères.

Ce principe étant renfermé dans les vésicules qui composent les granules de l'amidon, ne peut en être extrait qu'en les déchirant soit par la trituration et l'action de l'eau froide, qui le dissout en isolant les tégumens, soit en faisant bouillir l'amidon pendant un quart d'heure avec 100 fois son poids d'eau. La solution filtrée fournit par l'évaporation un résidu composé d'amidine et d'une certaine

quantité d'amidin tégumentaire. L'eau froide sépare ce dernier en dissolvant l'amidine qui peut être obtenue en évaporant la solution, ou en la précipitant par l'alcool lorsqu'elle est concentrée.

Propriétés. L'amidine à l'état de pureté est solide, incolore et transparente ; elle n'a ni odeur ni saveur, et se réduit facilement en poudre. Soumise à l'action du calorique elle se fond, et se boursoufle en se décomposant. L'eau froide la dissout complétement, mais l'alcool et l'éther sont sans action sur elle.

L'iode se combine directement à l'amidine et produit un iodure soluble dans l'eau, coloré en un beau bleu d'indigo. Cet iodure peut être obtenu solide en évaporant la solution dans le vide sec. La solution d'iodure d'amidine présente la propriété remarquable de se décolorer entièrement lorsqu'on l'expose à une température de + 80° à + 90°, et de reprendre sa belle couleur en se refroidissant. Mais si on la maintient à + 100° pendant 5 à 6 minutes, alors la combinaison est détruite et on retrouve de l'acide hydriodique uni à l'amidine non altérée. Le phosphore, le chlore, le brôme décomposent à froid la solution d'iodure d'amidine en s'emparant de l'iode. Quelques métaux tels que le fer, le zinc, le mercure, l'argent agissent aussi de la même manière.

L'amidine traitée à chaud par l'acide sulfurique et l'eau est convertie en sucre analogue à celui du raisin ; l'acide nitrique la décompose en la transformant d'abord en acide oxalhydrique, puis en acide oxalique pur.

La composition élémentaire de l'amidine, d'après M. Guérin-Vary, est de : oxigène, 53,15, carbone, 39,75, hydrogène 7,10. = $O^5 C^5 H^{11}$.

En 1833, MM. Biot et Persoz ont donné le nom de dextrine à la partie soluble de l'amidon séparée des tégumens par l'action des acides. Ce nom est dérivé de la propriété

que possède cette substance de tourner à droite le plan de polarisation du rayon réfracté, caractère physique qui la distingue de la gomme proprement dite, dont elle se rapproche par son aspect extérieur et sa solubilité dans l'eau.

La dextrine, qui paraît être une modification isomérique de l'amidine, dont elle diffère parce qu'elle ne se colore plus en bleu par le contact de l'iode, peut s'obtenir, d'après MM. Persoz et Payen, en traitant à + 70° la fécule par 5/00 d'orge germée et moulue délayée dans 40 parties d'eau, et maintenant la liqueur entre + 70° et + 75° pendant 30 à 35 minutes. Les tégumens sont immédiatement rompus, on les sépare par le repos ou la filtration; quant à la dextrine on l'obtient par l'évaporation de la solution.

La dextrine ainsi préparée et desséchée se présente en morceaux transparens, rougeâtres, durs et cassans comme de la gomme; sa saveur est douce et légèrement sucrée. On l'a proposée pour remplacer la gomme en médecine ainsi que dans plusieurs branches d'industrie. La facilité avec laquelle elle se convertit en sucre par l'action d'une plus grande quantité d'orge germée permet d'en composer un *sirop de dextrine* dont l'art de guérir et plusieurs arts industriels ont déjà tiré un parti avantageux.

Amidon.

L'amidon, désigné encore sous les noms de *fécule*, *fécule amilacée*, est un produit immédiat qui se trouve abondamment dans certaines parties de végétaux. Il existe en très-grande quantité dans toutes les graines céréales, dans la plupart des graines légumineuses et dans plusieurs racines, telles que celles d'arum, de bryone et de pomme de terre.

Quoique ce produit immédiat se rencontre communément dans un grand nombre de substances, il ne se pré-

sente pas toujours sous le même aspect physique; étant libre dans les plantes, et simplement mélangé avec d'autres principes, on peut l'en séparer par des moyens mécaniques.

Amidon de froment. On l'obtient facilement en faisant une pâte avec de l'eau et de la farine de froment, et la malaxant dans les mains sous un filet d'eau. L'amidon qui était déposé dans les mailles de la pâte se trouve entraîné par le courant d'eau, et ne tarde pas à se précipiter sous forme d'une poudre blanche très-fine, tandis que le gluten reste sous la forme d'une masse grise élastique. Dans les arts on suit un autre procédé; on fait gonfler dans l'eau les grains de froment ou d'orge avariés, et on les soumet à l'action de la presse après les avoir renfermés dans des sacs de grosse toile; il en découle un liquide blanc laiteux, formé par la farine qui a été délayée dans l'eau. En abandonnant ce liquide à lui-même, il ne tarde pas à s'aigrir et à fermenter, le gluten se décompose, devient alors soluble dans l'eau, tandis que l'amidon qui était mélangé avec lui se précipite sans avoir éprouvé d'altération. On décante le liquide qui le surnage, et après avoir lavé à plusieurs reprises le dépôt d'amidon, on le moule dans de petits paniers d'osier garnis d'une toile pour bien le laisser égoutter; lorsque la masse est en partie desséchée, on la brise en morceaux qu'on dessèche d'abord à l'air libre, et ensuite dans une étuve.

L'amidon, ainsi retiré des graines céréales se divise, en séchant, en espèces de petits prismes quadrangulaires irréguliers; c'est sous cet état qu'on le trouve dans le commerce, où il est alors connu sous le nom d'*amidon en aiguilles* ou *en baguettes*.

Amidon de pommes de terre. Cet amidon est désigné ordinairement sous le nom de *fécule*. Son extraction est plus simple que la précédente. Après avoir lavé les pom-

mes de terre pour les débarrasser de la terre qui peut rester adhérente à leur surface, on les rape et on lave la pulpe sur un tamis de crin. L'eau entraîne l'amidon, qui ne tarde pas à se précipiter, tandis que le résidu parenchymateux reste sur le tamis. Après avoir lavé à plusieurs reprises cet amidon, on le fait sécher dans une étuve; il se présente sous forme d'une poudre blanche, cristalline à la loupe, qui diffère ainsi de l'amidon de froment qui est toujours en poudre d'une grande ténuité.

C'est par des procédés mécaniques analogues à ceux-ci qu'on parvient à extraire l'amidon de la plupart des végétaux qui en contiennent.

Propriétés. L'amidon offre des différences dans ses caractères physiques, suivant le végétal qui le produit et le mode d'extraction employé; il est en poudre fine, impalpable dans le froment, en petits grains blancs cristallins dans la pomme de terre. Examiné au microscope, il présente une multitude de grains plus ou moins arrondis, transparens, formés d'un tégument extérieur qui enveloppe l'amidine. Du reste, quelle que soit son origine, il est insipide, inodore; sa pesanteur est de 1,530.

Exposé à une chaleur capable de le torréfier légèrement, il change de nature et se transforme en une matière soluble dans l'eau froide; par une plus grande élévation de température, il se fond, noircit et donne tous les produits des substances végétales en laissant un charbon très-léger.

L'eau froide n'a aucune action sur l'amidon; mais l'eau bouillante le transforme en une gelée transparente désignée sous le nom d'*empois*, qui peut se dissoudre en partie dans une grande quantité d'eau. Cette solution aqueuse d'amidon est incolore; elle a pour caractère de former, avec la solution alcoolique d'iode, une belle couleur bleu-violet due à la combinaison de l'iode et de l'amidon. Ce composé

se forme en triturant l'amidon avec une petite quantité d'iode; mais la couleur du composé est d'autant plus foncée que l'iode est prédominant. Cette propriété qu'a l'amidon de bleuir par le contact de l'iode fournit un moyen de démontrer sa présence dans quelques parties des végétaux qu'il se trouve.

Parmi les réactions des composés sur l'amidon, les plus curieuses sont celles qu'exercent les acides sulfurique et nitrique. En faisant chauffer l'amidon avec de l'eau et une petite quantité d'acide sulfurique, les tégumens sont bientôt déchirés et l'amidine, mise en liberté, se dissout, passe d'abord à l'état de dextrine et est convertie, au bout d'un temps assez long, en une matière sucrée semblable au sucre de raisin.

Cette conversion de l'amidon en sucre a été observée par Kirckoff. On la produit en faisant bouillir 100 parties d'amidon, 400 parties d'eau de rivière, et 2 parties d'acide sulfurique. Le mélange prend d'abord un aspect gélatineux, et devient par la suite plus fluide; on continue de le faire bouillir pendant vingt-quatre à trente heures. Si alors on sature par de la craie l'acide sulfurique, on remarque que la liqueur a une saveur sucrée, et qu'après avoir été concentrée en consistance sirupeuse, elle cristallise en une masse mamelonnée, tout-à-fait identique avec le sucre de raisin. En augmentant la dose d'acide sulfurique et la portant à $\frac{1}{10}$ du poids de l'eau, l'opération est terminée dans l'intervalle de 7 à 8 heures.

M. Théodore de Saussure, qui a étudié avec soin les résultats de cette opération, a reconnu que le poids du sucre obtenu était plus grand que celui de l'amidon employé, que la quantité d'acide sulfurique après l'expérience était sensiblement la même, et que l'excès de poids du sucre d'amidon sur celui de l'amidon qui lui a donné naissance était dû à une certaine quantité des élémens de

l'eau qui s'étaient fixés sur l'amidon, ce que confirme l'analyse comparée du sucre d'amidon à l'amidon pur. Quel rôle joue l'acide sulfurique dans cette opération? c'est ce qu'il est difficile d'établir. On admet qu'il agit en rendant plus fluide la solution aqueuse d'amidon, et favorisant ainsi sa combinaison avec les élémens de l'eau. Toutefois, le poids du sucre qu'on obtient est à celui de l'amidon : : 110 : 100. On le désigne sous le nom de *sucre d'amidon*.

L'acide nitrique décompose à chaud l'amidon en lui enlevant une partie de son hydrogène et de son carbone, et le transforme en acide oxalhydrique ou oxalique suivant le rapport de l'amidon à l'acide nitrique. C'est sur cette propriété qu'est fondée aujourd'hui, dans les arts, la préparation de l'acide oxalique. L'amidon, traité convenablement par six fois son poids d'acide nitrique, peut donner à peu près la moitié de son poids d'acide oxalique. Comme dans cette réaction il se dégage une grande quantité de deutoxide d'azote, on utilise ce gaz en le faisant servir à la fabrication en grand de l'acide sulfurique dans les chambres de plomb.

Suivant l'analyse de MM. Gay-Lussac et Thénard, l'amidon est composé de : carbone 43,55, oxigène 49,68, hydrogène 6,77.

Usages. L'amidon a des usages nombreux. Celui qu'on retire des graines céréales est employé dans les arts pour préparer la poudre à poudrer les cheveux, faire l'empois avec lequel on donne de l'apprêt au linge ; celui qu'on extrait de la pomme de terre est usité comme aliment et analeptique. On emploie en médecine, à ce dernier usage, plusieurs autres fécules extraites de différens végétaux ; telles sont le *sagou*, le *tapioka* et l'*arrow-root*. La première, qu'on obtient de la moëlle d'une espèce de palmier nommée *sagus farinaria*, se présente en petits grains ar-

rondis blanchâtres ou rougeâtres, très-durs, insolubles dans l'eau froide, et se gonflant dans l'eau chaude. Le tapioka, qu'on retire par expression de la racine du *jatropha manihot* L., broyée et délayée avec de l'eau, est une fécule très-blanche, formée de grains plus ou moins gros et durs; enfin l'arrow-root, qui vient de la Jamaïque, s'extrait de la racine du *maranta indica*, famille des amomées, de la même manière que la fécule de pomme de terre. Cette fécule est en poudre très-fine, douce au toucher, formée de petits grains transparens et brillans.

Arabine.

On a donné, dans ces derniers temps, le nom d'arabine à un principe immédiat qui existe dans les différentes espèces de gomme, et leur communique leurs propriétés particulières. Ce principe, dans quelques espèces, est associé à un autre qu'on a désigné sous le nom de *bassorine*, à cause de la présence qui en a d'abord été constatée dans la gomme de Bassora. Le nom d'*arabine*, appliqué au premier, indique assez que ce principe fait partie de la gomme arabique.

Extraction. L'arabine s'obtient facilement en versant dans une solution concentrée de gomme arabique de l'alcool: il se produit aussitôt un précipité floconneux très-abondant qu'on lave à plusieurs reprises avec de nouvelles portions d'alcool, et qu'on fait ensuite sécher. L'alcool retient en solution les sels alcalins qui étaient mêlés à l'arabine dans la gomme.

Propriétés. Cette substance est incolore, inodore, insipide, et transparente lorsqu'elle est bien desséchée; elle est friable et présente une cassure vitreuse. Exposée à + 150°, elle se ramollit et se boursoufle avant de se charbonner. L'air sec n'a point d'action sur elle; l'alcool et l'éther sont

sans action sur elle, l'eau la dissout en formant avec elle une solution visqueuse qui est précipitée par l'alcool, le sous-acétate de plomb et le persulfate de fer : 100 parties d'eau à + 20° C, dissolvent 17,75 d'arabine, et 23,54 à + 100° d'après M. Guérin-Vary. Traitée à chaud par l'acide sulfurique, l'arabine est transformée en une matière sucrée analogue au sucre de raisin. L'acide nitrique la décompose et fournit un peu d'acide oxalique, et un acide particulier que les anciens chimistes ont désigné sous le nom *d'acide mucique*, parce qu'ils avaient observé sa formation en traitant certains principes des végétaux rangés par eux sous l'épithète de *muqueux*.

La composition de l'arabine, d'après M. Guérin-Vary, est : carbone 43,8, oxigène 49,85, hydrogène 6,20.

Acide mucique. Cet acide, qui est l'un des résultats principaux de l'action de l'acide nitrique sur l'arabine, et en général de toutes les espèces de gomme, se produit aussi en traitant le sucre de lait par le même acide.

On obtient cet acide en traitant la gomme ou le sucre de lait par 4 à 5 fois leur poids d'acide nitrique faible; lorsque la réaction est opérée, l'acide mucique se dépose sous forme d'une poudre blanche peu soluble qu'on purifie par dissolution dans la potasse, et précipitation par l'acide hydrochlorique; 100 parties de gomme arabique peuvent fournir 16, 8/10 de cet acide.

Propriétés. L'acide mucique est sous forme d'une poudre blanche légèrement cristallisée et craquant sous la dent; il rougit faiblement la teinture de tournesol, et est très-peu soluble dans l'eau froide; à + 100° l'eau peut en dissoudre $\frac{1}{60}$ de son poids, qu'elle abandonne en partie par le refroidissement. Exposé à l'action de la chaleur, il se décompose en se transformant en un acide particulier (acide pyromucique); il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque des sels solubles, qui sont décomposés par

tous les acides : les mucates de chaux et de barite sont insolubles.

Cet acide est composé de : carbone 34,72, hydrogène 4,72, oxigène 60,56 $= C^{6} H^{12} O^{8}$.

Bassorine.

Le nom de *bassorine* a été donné à la partie insoluble dans l'eau de la gomme de Bassora, matière qui se retrouve dans plusieurs autres espèces de gommes, tant indigènes qu'exotiques.

En traitant la gomme de Bassora par l'eau froide, et ensuite par l'alcool, il reste une substance gélatineuse qui est la bassorine.

Propriétés. La bassorine est solide, incolore, inodore, demi-transparente, incristallisable, difficile à pulvériser, insoluble dans l'eau froide, et se gonflant seulement dans l'eau chaude. Les acides concentrés la dissolvent à froid, à chaud ils la décomposent. Traitée par l'acide sulfurique, elle est convertie en sucre non fermenteseible, par l'acide nitrique elle fournit un peu d'acide oxalique, et les 22 $\frac{6}{00}$ de son poids d'acide mucique.

M. Guérin, qui l'a analysée, la regarde comme composée de : carbone 37,28, oxigène 55,87, hydrogène 6,85.

GOMMES.

Gomme arabique. Cette gomme offre l'arabine presque à l'état de pureté. Elle est en petits morceaux arrondis d'un côté et creux de l'autre, transparens, friables, incolores ou un peu colorés en jaune, solubles entièrement dans l'eau. Elle découle spontanément des branches et du tronc de plusieurs mimosa qui croissent en Arabie et sur les bords du Nil. Sa composition, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, est de : carbone 42,28, oxigène 50,84, hydrogène 6,93.

Gomme du Sénégal. Cette gomme, analogue à la précédente par toutes ses propriétés, provient d'une autre espèce d'acacia (*acacia Sénégal.*) Elle se présente en gros morceaux plus ou moins colorés et de forme ovoïde.

Gomme adraganthe. Cette gomme exsude spontanément à travers l'écorce de l'*astragalus creticus* et de l'*astragalus tragacantha*; elle se présente en lanières blanches contournées sur elles-mêmes, se gonflant considérablement dans l'eau, et formant avec elle un mucilage épais qui ne se dissout qu'en partie dans l'eau. Cette gomme est composée, suivant Bucholz, de 0,57 d'une matière soluble dans l'eau froide *arabine*, et de 0,43 d'une matière insoluble qui forme avec l'eau une gelée très-volumineuse, *bassorine*, dans laquelle la teinture d'iode indique la présence d'une petite quantité d'amidon.

Gomme du pays. On donne ce nom à une gomme qui découle de plusieurs arbres fruitiers, lors de la maturité de leurs fruits; elle se présente desséchée sur les branches en morceaux agglutinés, transparens, rougeâtres, souvent salis par des impuretés. Mise en contact avec l'eau, elle se gonfle et ne se dissout qu'en partie dans l'eau; elle abandonne une matière gélatineuse insoluble, comme le fait la gomme adraganthe.

La gomme des arbres fruitiers contient, outre l'*arabine* et la *bassorine* qui en forment la base, un peu de chlorophile, une matière céracée, de l'acétate de potasse, du malate acide de chaux, et des sels minéraux en petite quantité (Guérin-Vary).

Ces différentes gommes sont plus ou moins employées. La gomme arabique est usitée, surtout en médecine, comme adoucissante; elle entre dans la composition de plusieurs médicamens. Dans les arts, ses usages sont aussi très-étendus. La gomme adraganthe est surtout employée, en pharmacie, pour la confection des loochs et

des potions huileuses. Quant à la gomme du pays, on s'en sert dans quelques opérations d'arts, à cause de son bas prix.

On trouve dans beaucoup de racines et de graines une matière analogue à la gomme par la plupart de ses propriétés, et qu'on en extrait facilement par l'eau bouillante. On donne le nom de *mucilage* à ces solutions, qui participent plus ou moins des propriétés de la gomme, et qu'on emploie dans beaucoup de circonstances aux mêmes usages; telles sont les décoctions de graines de lin et de racine de guimauve, si usitées comme émollientes.

Le mucilage de graine de lin, suivant M. Guérin, préparé à chaud, contient de l'arabine et une matière visqueuse insoluble dans l'eau froide, différente de la bassorine, en ce qu'elle ne donne point d'acide mucique. Le mucilage de racine de guimauve fait à chaud, contient de l'arabine, de l'amidon, de l'asparagine et des sels organiques et inorganiques.

Du ligneux.

On donne le nom de *ligneux* à la substance qui compose la fibre ligneuse ou le bois proprement dit. Ce principe immédiat est le plus répandu dans l'organisation végétale; il existe dans toutes les parties solides des végétaux, et en constitue pour ainsi dire le squelette ou la base.

C'est dans le bois que ce principe est le plus abondant; il en forme presque les 0,96 de son poids. On l'obtient à l'état de pureté en mettant en contact successivement la sciure de bois avec de l'eau, de l'alcool et des acides affaiblis, pour lui enlever tous les principes solubles. La matière qui reste après l'action de ces différens agens est regardée comme du ligneux pur, à part la portion de si-

lite dont il est impossible de la priver sans l'altérer dans ses propriétés.

Propriétés. Le ligneux, à l'état de pureté, est blanc, insipide, insoluble dans l'eau, l'alcool et les acides faibles; il présente toujours une texture fibreuse, même dans ses plus petites parties. Chauffé en vases clos, il donne tous les produits des substances végétales, c'est-à-dire de l'eau, de l'acide acétique, de l'huile empyreumatique et un charbon léger. L'acide sulfurique concentré fait éprouver des changemens remarquables à ce corps; il le transforme, à froid, en une matière gommeuse particulière qui passe à l'état de sucre identique avec le sucre de raisin, sous l'influence de l'acide sulfurique étendu d'eau et de la chaleur. Ces observations intéressantes sont dues à M. Braconnot.

On peut les vérifier en broyant peu à peu le ligneux pur ou toutes les matières qui en sont formées, telles que les chiffons usés, le papier, la sciure de bois, avec leur poids d'acide sulfurique concentré. Il en résulte une masse visqueuse qui se dissout presque entièrement dans l'eau; en saturant l'acide sulfurique par le carbonate de chaux, séparant le sulfate de chaux par la filtration, et évaporant la liqueur, on obtient une matière gommeuse dont le poids est un peu plus grand que celui du ligneux employé.

Si, au lieu de saturer la dissolution du ligneux dans l'acide sulfurique, on la fait bouillir pendant huit à dix heures, en ayant soin d'ajouter de l'eau à mesure qu'elle s'évapore, on remarquera qu'en saturant à cette époque la liqueur, elle est devenue douce et sucrée, et fournit par l'évaporation une matière sucrée analogue au sucre d'amidon. Le ligneux donne, par cette transformation, plus que son poids de ce sucre.

Dans cette opération, il paraît qu'une portion du ligneux s'assimile une certaine quantité d'oxigène et d'hydrogène

provenant de l'eau, tandis qu'une autre très-petite réagit sur une partie de l'acide sulfurique, et la transforme en acide hyposulfurique qui s'unit au ligneux qui a été décomposé. C'est à cet acide ainsi formé et modifié dans ses propriétés par sa combinaison à une substance organique, que M. Braconnot avait donné d'abord le nom d'*acide végéto-sulfurique*.

L'acide nitrique, à chaud, décompose le ligneux, et le convertit d'abord en acide *oxalhydrique*, et ensuite en acide oxalique.

La potasse caustique, chauffée avec un poids de ligneux égal au sien, à une température capable de torréfier ce corps, le transforme en une matière brune qui se dissout dans l'eau à la faveur de cet alcali, et d'où les acides la précipitent en flocons bruns insolubles. M. Braconnot, qui a observé ce nouveau changement du ligneux en présence des alcalis caustiques, pense que cette matière est analogue à un produit qu'on trouve tout formé dans certaines matières organiques décomposées, et que nous avons décrit sous le nom d'acide *ulmique*.

La composition du ligneux a été déterminée par MM. Gay-Lussac et Thénard. Ces chimistes ont reconnu qu'il était formé de : 0,52 de carbone, et de 0,48 d'oxigène et d'hydrogène, dans les proportions nécessaires pour former de l'eau. M. William Prout a récemment obtenu à peu près les mêmes résultats; il porte seulement la quantité de carbone à 0,50.

Usages. Le ligneux présente le plus grand intérêt par ses nombreux usages; il constitue les fibres du chanvre et du lin employées à la fabrication des tissus de toile; divisé et réduit à l'état de pâte, il forme la base du papier ordinaire; toutes les propriétés du bois sont dues à la présence de ce principe immédiat. C'est de sa combustion à l'air que nous tirons tout le calorique dont nous avons besoin

pour la plupart de nos usages domestiques; c'est de sa décomposition en vases fermés que nous obtenons non-seulement le charbon, mais encore que nous extrayons des produits volatils qu'il fournit une certaine quantité d'acide acétique; enfin, c'est de tous les principes celui qui est le plus généralement employé.

Principes immédiats neutres de la deuxième classe.

Les principes immédiats que nous avons placés dans cette classe sont moins répandus que les précédens.

Salicine.

Cette substance, qui existe dans l'écorce de différentes espèces de saule, a été découverte en 1830 par M. Leroux, pharmacien à Vitry-le-Français, dans l'écorce de saule blanc (salix alba).

On l'obtient en ajoutant de l'hydrate de chaux à une décoction d'écorce de saule qui précipite tout l'acide tannique à l'état de sous-tannate; on évapore la liqueur filtrée en consistance sirupeuse, et on traite l'extrait par l'alcool qui dissout la salicine et sépare la gomme. La solution alcoolique évaporée fournit des cristaux colorés de salicine qu'on purifie par le charbon animal et de nouvelles cristallisations.

Propriétés. La salicine est blanche, cristallisée en prismes droits quadrangulaires ou en petites écailles; elle est inodore, d'une saveur fortement amère. L'eau, à la température ordinaire, en dissout $\frac{1}{20}$, l'eau bouillante une plus grande quantité; elle est très-soluble dans l'alcool, mais insoluble dans l'éther et les huiles volatiles: exposée à la chaleur, elle se fond au-dessous de +. 100° et cristallise par le refroidissement. La salicine se dissout dans les acides étendus sans les neutraliser, et s'en sépare par cristallisa-

tion. Mise en contact avec l'acide sulfurique concentré, elle se dissout en prenant une couleur rouge-foncé.

Sa composition, d'après MM. Gay-Lussac et Pelouze, est de : carbone 55,08, hydrogène 8,98, oxigène 35,93, $= C^2 H^4 O^1$.

La salicine jouit de propriétés fébrifuges, comme les alcaloïdes des quinquinas, mais à des degrés plus faibles. M. Braconnot l'a retrouvée dans l'écorce de plusieurs peupliers, et notamment dans celle du *tremble* (populus tremula); mais elle y est mélangée à une autre substance qu'il a nommée *populine*.

Populine.

On isole cette substance de la décoction concentrée d'écorce de tremble, en la précipitant par un excès d'acétate de plomb tribasique, et la débarrassant de l'excès de ce sel par un courant de gaz hydrosulfurique; on filtre ensuite la liqueur, qui, après avoir été concentrée et décolorée par le charbon animal, fournit des cristaux de salicine; l'eau mère de ces cristaux, saturée par le carbonate de potasse, laisse précipiter la populine qu'on recueille; ce précipité, lavé, exprimé et redissous dans l'eau bouillante, fournit la populine cristallisée.

Propriétés. La populine est blanche, en cristaux très-légers, d'une saveur amère et douceâtre; elle est très-fusible, décomposée par une chaleur forte, en donnant de l'huile et un acide analogue à l'acide benzoïque; elle est peu soluble, car l'eau froide n'en dissout que $\frac{1}{2000}$ de son poids, et l'eau à $+ 100°$ $\frac{1}{70}$. L'alcool la dissout avec facilité, ainsi que les acides affaiblis; l'acide sulfurique concentré se comporte avec elle comme avec la salicine. Quoique son analyse n'ait pas encore été faite, il est à présumer qu'elle se rapproche de la salicine.

Saponine.

Cette substance particulière a été extraite et isolée, par M. Bussy, de la racine de *saponaire d'Égypte;* elle se trouve également dans la saponaire officinale, l'écorce de quillaïa saponaria, et dans les fruits du marronnier d'Inde.

Extraction. On l'obtient de la décoction alcoolique de la racine de saponaire pulvérisée; elle s'en précipite par le refroidissement pour la plus grande partie.

Propriétés. La saponine se présente en poudre blanche, friable, incristallisable, d'une saveur âcre et piquante, qui excite l'éternuement. L'eau la dissout en toutes proportions, et forme avec elle une solution visqueuse qui mousse par l'agitation comme une solution de gomme; l'alcool aqueux en opère aussi la solution facilement. Traitée par l'acide nitrique, elle se transforme en une résine jaune, en donnant un peu d'acide oxalique et de l'acide mucique. Ce résultat tend à rapprocher la saponine des principes immédiats des gommes.

D'après l'analyse de M. Bussy, la saponine est composée de : carbone 51,3, hydrogène 7,4, oxigène 41,3.

La propriété qu'a la saponine de donner à l'eau de la viscosité et de la rendre mucilagineuse, explique l'usage qu'on fait dans l'Orient de la décoction de la racine de saponaire pour laver et nettoyer certains tissus de laine et de cachemire.

Pectine.

On a donné ce nom à la substance gélatineuse qu'on trouve dans la plupart des fruits, et qui s'en sépare lors de la fermentation de leur jus. C'est à cette substance que le suc des groseilles doit la propriété de se prendre en gelée.

On peut l'obtenir en versant de l'alcool dans le jus de groseilles mûres; elle se précipite en une masse gélatineuse qu'on lave avec de nouvelles portions d'alcool.

Propriétés. A l'état d'hydrate, la pectine se présente en une gelée transparente, insipide, peu soluble dans l'eau froide, un peu plus soluble dans l'eau bouillante; desséchée, elle est en fragmens membraneux demi-transparens, qui se gonflent considérablement dans l'eau froide en formant une masse gélatineuse. Les solutions alcalines faibles la dissolvent instantanément en la convertissant en acide pectique.

Quoique l'analyse de la pectine n'ait point encore été faite, l'on voit qu'elle a beaucoup de rapport avec l'acide pectique dont elle n'est peut-être qu'une modification isomérique.

Inuline.

Ce principe a été d'abord trouvé par Rose dans la racine d'aunée (inula helenium); on l'a rencontré dans plusieurs autres racines (la racine de pyrèthre, les tubercules des dahlias).

Extraction. L'inuline s'extrait de la décoction de racine d'aunée, de laquelle elle se dépose par la concentration sous forme d'une poudre blanchâtre qu'on purifie par de nouvelles dissolutions.

Propriétés. L'inuline est sous forme d'une poudre blanche, cristalline, insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau bouillante de laquelle elle se sépare par refroidissement; quoique ressemblant à l'amidon par son aspect physique, elle s'en distingue en ce qu'elle ne bleuit point par l'iode et ne produit point d'empois avec l'eau chaude. L'acide sulfurique la convertit en une matière sucrée, identique avec le sucre d'amidon.

Cathartine.

On a donné ce nom au principe purgatif des feuilles de senné (cassia senna). Il se présente sous forme d'un extrait jaune brunâtre, incristallisable, d'une saveur amère et nauséabonde; il est soluble dans l'eau et l'alcool, et précipite de ses solutions par l'infusion de noix de galle et le sous-acétate de plomb.

Salseparine.

Cette substance, dont le nom rappelle celui de la salsepareille, est le principe actif de cette racine; elle a été découverte en 1824 par M. Palotta, et désignée sous le nom de *parigline.*

Extraction. La salseparine s'obtient en concentrant la teinture alcoolique de salsepareille, préalablement décolorée par le charbon animal; elle se dépose en cristaux qu'on purifie par une nouvelle cristallisation, dans l'alcool.

Propriétés. La salseparine, à l'état de pureté, se présente en petites aiguilles radiées, blanches, inodores et insipides. Elle est insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool bouillant. Ces solutions ont une saveur amère très-austère et nauséabonde; elles moussent par l'agitation et verdissent le sirop de violettes. Exposée à l'action de la chaleur, elle se décompose comme les autres substances végétales. Les acides étendus la dissolvent, mais sans former avec elle de véritables combinaisons; l'acide sulfurique concentré, mis en contact avec la salseparine, lui fait prendre une couleur rouge qui passe au violet, et enfin au jaune, sans toutefois l'altérer, car on peut ensuite la précipiter par l'eau.

D'après M. le docteur Poggiale, la salseparine cristalli-

sée contient 8,56 d'eau ou 1 atome. Sa composition élémentaire est de : carbone 62,53, hydrogène 8,80, oxigène 28,67. $= C^8 H^{15} O^3$.

Gentianin.

MM. Henry père et Caventou ont désigné sous ce nom le principe amer et médicamenteux de la racine de gentiane.

On l'obtient en faisant macérer la poudre de gentiane dans l'éther sulfurique, évaporant ce liquide, et traitant le résidu par l'alcool faible qui dissout le gentianin avec une matière odorante et un acide organique. On sépare l'acide par la magnésie et la matière odorante par l'évaporation de la liqueur. Le résidu, traité par l'éther, abandonne le gentianin sous forme de petites aiguilles d'un beau jaune.

Le gentianin n'a point d'odeur, il a une saveur amère très-prononcée qui rappelle celle de la gentiane. Chauffé, il se volatilise en partie, en produisant des vapeurs jaunes; l'eau en dissout une petite quantité; l'alcool et l'éther sont ses véritables dissolvans. Son analyse n'a pas encore été faite.

Picrotoxine. Cette substance est le principe amer et vénéneux de la coque du Levant; elle a été découverte par M. Boullay père. On la retire de l'extrait aqueux des semences mondées qu'on traite par la magnésie pour absorber l'acide qui s'y trouve, et ensuite par l'alcool bouillant. La picrotoxine, dissoute dans l'alcool, s'en sépare par évaporation et cristallisation. On la purifie par le charbon et nouvelle cristallisation.

La picrotoxine est blanche, cristallisée en petites aiguilles prismatiques, sans odeur, d'une amertume insupportable. L'eau froide en dissout $\frac{1}{75}$ et l'eau chaude $\frac{1}{25}$. L'alcool et l'éther la dissolvent facilement; elle se dissout

aussi dans les acides, mais sans les neutraliser, comme le font les alcalis végétaux.

Subérine.

On a proposé de désigner sous ce nom la substance qui compose le tissu cellulaire du liége séparé des matières acides, astringentes et colorantes, qu'il contient ordinairement. On l'obtient en traitant le liége rapé par l'eau, l'alcool et les acides affaiblis.

Propriétés. La subérine a l'aspect du liége, sa légèreté et sa combustibilité; comme lui, elle est insoluble dans les acides étendus d'eau, mais altérée par les acides concentrés. L'acide nitrique la décompose à chaud, et la convertit en un acide particulier désigné sous le nom d'*acide subérique.*

Cet acide est blanc, pulvérulent, d'une saveur légèrement acide; il est à peine soluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool d'où l'eau le sépare; à une température élevée, il se sublime en longues aiguilles blanches.

La composition de l'acide subérique est, d'après M. Bussy, de : carbone 6,99, hydrogène 7,59, oxigène 30,42. = $C^8 H^{12} O^3$.

Pipérine.

La pipérine est un principe particulier résinoïde, découvert dans le poivre blanc par M. Arstedt, et qu'on a rencontré dans d'autres espèces du même genre. On le retire directement du poivre blanc par l'intermède de l'alcool, évaporant la solution et reprenant l'extrait par l'eau bouillante. Le résidu redissous dans l'alcool fournit la pipérine par évaporation spontanée.

Propriétés. La pipérine est blanche, à peine sapide; cristallisée en petits prismes à quatre pans; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'éther et l'alcool; l'eau

la sépare de sa solution alcoolique. Les acides faibles sont sans action sur elle; concentrés, ils l'altèrent; l'acide sulfurique lui fait prendre une couleur rouge de sang.

Elle est composée, d'après M. Liebig, de : carbone 70,93, hydrogène 6,34, azote 4,10, oxigène 18,6. $= C^{40} H^{44} Az^2 O^8$.

Caféine.

La caféine est le principe amer du café non torréfié. On l'extrait en faisant une infusion concentrée de café cru, versant de l'acétate de plomb jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité, filtrant et faisant passer un courant de gaz hydrosulfurique pour précipiter tout l'oxide de l'acétate employé en excès. La liqueur, décolorée par le charbon et saturée par l'ammoniaque, donne, par l'évaporation, des cristaux de caféine qu'on purifie par de nouvelles cristallisations.

Propriétés. La caféine, à l'état de pureté, se présente en filets soyeux analogues à ceux de l'amiante; elle se liquéfie à une douce chaleur et se sublime ensuite en longues aiguilles; l'eau et l'alcool la dissolvent avec facilité; elle est insoluble dans l'éther.

D'après MM. Pfaff et Liebig, elle est composée de : carbone 49,79, hydrogène 5,08, azote 28,83, oxigène 16,30. $= C^4 H^5 Az^2 O^1$.

Asparagine.

Cette substance, trouvée d'abord dans le suc des tiges d'asperge, par Vauquelin et M. Robiquet, a été rencontrée dans d'autres parties de végétaux; sa présence a été démontrée dans les racines de guimauve, de consoude, et les pommes de terre. On l'obtient par la concentration du suc ou de l'infusion aqueuse de ces parties de plantes;

elle se dépose en cristaux colorés qu'on lave à l'eau froide et qu'on fait cristalliser de nouveau.

Propriétés. L'asparagine se présente en cristaux demi-transparens, incolores, ayant la forme d'un prisme hexaèdre ou d'un prisme droit rhomboïdal. Sa saveur est fraîche et nauséeuse; l'eau en dissout $\frac{1}{58}$ de son poids. Cette solution, abandonnée à elle-même, se décompose et produit un sel ammoniacal particulier (aspartate d'ammoniaque). Sous l'influence des alcalis ou des acides, elle éprouve une semblable décomposition, dont le résultat est la formation d'une certaine quantité d'ammoniaque et d'un acide organique qu'on a nommé acide *aspartique*.

La composition de l'asparagine anhydre est, d'après MM. Pelouze et Boutron, de : carbone, 39,06, hydrogène 6,37, azote 22,61, oxigène 31,953. $= C^8\ H^{16}\ Az^4\ O^5$.

L'asparagine hydratée contenant 2 atomes d'eau, la formule de sa composition est : $C^8\ H^{16}\ Az^4\ O^5 + H^4\ O^2$.

La transformation de l'asparagine en acide aspartique et en ammoniaque, par l'influence des alcalis, s'explique facilement par la réaction d'un atome d'eau sur un atome d'asparagine, comme le représente l'équation suivante : $C^8\ H^{16}\ Az^4\ O^5 + H^2\ O^1 = C^8\ H^{12}\ Az^2\ O^6 + Az^2\ H^6$.

Acide aspartique. On l'obtient en précipitant par l'acide nitrique l'aspartate de barite préparé en faisant bouillir l'asparagine avec un excès d'eau de barite. Cet acide se présente en petits cristaux soyeux et nacrés, d'une saveur acidule; il est très-peu soluble dans l'eau. Sous cet état il contient 1 atome d'eau qu'il perd en se combinant aux bases. Sa composition à l'état anhydre est $C^8\ H^{12}\ Az^2\ O^6$.

CHAPITRE VIII.

Des principes et produits immédiats très-hydrogénés.

Dans cette section se trouvent placés tous les principes dans lesquels l'hydrogène est en excès par rapport à l'oxigène, et qui contiennent par conséquent plus de carbone que tous les autres.

Les substances qui composent cette section, ont des propriétés générales très-caractéristiques; elles sont très-combustibles, volatiles sans décomposition ou avec décomposition; dans ce dernier cas, elles donnent naissance à des produits variables, volatils et acides. Celles-ci, dans leur décomposition par le feu, fournissent beaucoup de charbon, de l'hydrogène plus ou moins carboné, et une certaine quantité d'oxide de carbone. L'eau n'a que peu ou point d'action sur elles, tandis que l'alcool et l'éther les dissolvent avec facilité.

On a rangé dans cette classe toutes les huiles fixes et volatiles, le camphre, les résines, les baumes, les gommes-résines, la cire et le caoutchouc. Toutes ces substances, à l'exception de la dernière, ne peuvent être considérées aujourd'hui comme des principes immédiats, car chacune d'elles, en particulier, est une réunion en proportion indéfinie de plusieurs principes immédiats.

Des principes immédiats des huiles (Stéarine et oléine).

La plupart des huiles ou des corps gras d'origine végétale ou animale, sont formés au moins de deux principes inégalement fusibles, à part les principes colorans et odorans

qu'ils peuvent contenir. MM. Chevreul et Braconnot ont démontré, chacun de leur côté, que c'était au mélange de ces deux principes immédiats que les huiles devaient leurs principales propriétés. M. Chevreul a donné en conséquence le nom de *stéarine* (de στέαρ, suif) à la partie solide des graisses et des huiles, et celui d'oléine (*oleum*, huile) à la partie fluide.

La séparation de ces deux principes immédiats s'effectue d'elle-même par le refroidissement de certaines huiles; c'est à cette propriété que l'on doit attribuer la congélation de quelques huiles très-chargées de stéarine. On isole facilement ces deux principes en soumettant à une température de zéro de l'huile congelée à l'action de la presse entre plusieurs doubles de papier absorbant. L'oléine est absorbée par les pores du papier, et la stéarine reste à la surface du papier. On la purifie en la traitant à froid par l'éther. C'est à l'aide de ce procédé simple que M. Braconnot a démontré la composition des différentes huiles, tandis que M. Chevreul était arrivé par d'autres moyens aux mêmes conclusions sur les graisses animales.

La stéarine est solide, blanche, inodore, insipide, cassante comme la cire. Elle est sans action sur les couleurs bleues végétales, son poids de fusion est variable suivant l'espèce de corps gras d'où elle a été retirée, elle fond de 45° à 49° centigrades. Sa densité est moins grande que celle de l'eau; elle est insoluble dans ce liquide, soluble au contraire dans l'alcool bouillant, d'où elle se précipite par refroidissement; traitée par la potasse caustique, elle est dissoute et convertie en acide stéarique et en glycérine. L'*oléine* est fluide à la température ordinaire, et, à l'aspect d'une huile, elle se solidifie à + 7°. Sa densité est de 0,916; elle est insipide, incolore, sans action sur les matières colorantes, insoluble dans l'eau, plus soluble dans

l'alcool que la stéarine. La potasse caustique la transforme presque entièrement en acide oléique et en glycérine.

Des produits huileux naturels composés de stéarine et d'oleine en différentes proportions.

Les huiles végétales peuvent être divisées en deux classes distinctes, d'après la manière dont elles se comportent à l'air. Les unes conservent leur fluidité, les autres s'épaississent et deviennent solides. On désigne les premières sous le nom d'*huiles grasses*, et les secondes sous le nom d'*huiles siccatives*.

En général, les huiles sont plus ou moins visqueuses, d'une odeur particulière, d'une saveur fade; leur couleur varie du jaune au jaune verdâtre. Elles sont plus légères que l'eau. Soumises à l'action du feu, elles se décomposent en partie, et donnent du gaz hydrogène carboné, de l'oxide de carbone, du gaz acide carbonique et un produit liquide, d'une odeur très forte, formé d'une huile volatile très-odorante, d'acide acétique, d'acide sébacique, d'acide margarique et oléique. Toutefois elles ne laissent qu'une petite quantité de carbone. Les corps simples non métalliques n'ont que peu d'action sur ces produits, le soufre et le phosphore s'y dissolvent à chaud en petite quantité; le chlore, l'iode et le brôme les décomposent peu à peu en leur enlevant une partie de leur hydrogène.

L'eau est sans action sur les huiles, l'alcool n'en dissout qu'une petite quantité à chaud; mais l'éther, ainsi que les huiles volatiles, les dissolvent avec plus ou moins de facilité, même à froid.

Les acides faibles n'ont aucune action sur les huiles; lorsqu'ils sont concentrés, ils les décomposent et les transforment en produits nouveaux, acides.

Les oxides métalliques font éprouver des altérations remarquables aux huiles; ils s'y combinent en les transfor-

mant, même à l'abri de l'air, en plusieurs acides gras qui varient suivant quelques espèces d'huiles et en un principe doux légèrement sucré, désigné sous le nom de *glycérine*. C'est à la combinaison de ces produits acides avec la potasse et la soude qu'on a d'abord donné le nom de *savon*. M. Chevreul a démontré dans ses intéressantes recherches sur la saponification des corps gras, la véritable théorie de cette opération.

Les huiles, suivant le végétal d'où on les extrait et leurs propriétés particulières, sont employées comme aliment, ou comme médicament, à l'éclairage, ou à la confection des savons.

Les huiles les plus employées sont : l'huile d'olive extraite par expression des olives mûres ; sa couleur varie du jaune verdâtre au jaune ; sa saveur est douce et agréable, son odeur rappelle un peu celle du fruit d'où elle a été retirée. Elle commence à se solidifier à + 10°.

On en distingue plusieurs variétés suivant le mode mis en pratique pour l'extraire.

Huiles d'amandes douces. Cette huile est extraite des amandes douces, pilées et soumises à la presse dans un sac de coutil entre deux plaques de fer échauffées d'avance dans l'eau bouillante. Elle est limpide après sa clarification par la filtration, colorée en jaune verdâtre, d'une odeur et d'une saveur agréable. On l'emploie en pharmacie dans la confection des loochs et potions, et elle entre dans la composition de beaucoup de médicamens composés.

L'*huile de ricin*. S'obtient des semences du ricin (*ricinus communis*), soit par expression, soit par l'ébullition des graines pilées dans l'eau. Ce dernier procédé la prive d'un principe âcre qui en rendrait l'usage dangereux. Cette huile est jaune verdâtre, inodore, d'une saveur fade, suivie d'âcreté ; elle est employée comme purgative en médecine. Cette huile jouit d'une propriété qui la distingue des au-

tres huiles, c'est de se dissoudre à froid dans le double de son volume d'alcool à 36°, ce qui permet de reconnaître si elle n'a pas été sophistiquée dans le commerce.

Huile de pavots ou *d'œillet*. Cette huile s'obtient par la pression des graines du pavot légèrement torréfiées; elle est blanche jaunâtre, plus fluide que l'huile d'olive, d'une légère saveur douce et reste liquide à zéro. Exposée à l'air, elle s'épaissit et se dessèche ensuite; on l'emploie comme aliment et pour l'éclairage; mais son emploi principal est pour la peinture, à cause de sa propriété siccative. On la rend encore plus siccative en la faisant bouillir avec un huitième de son poids de litharge porphyrisée.

L'huile d'œillet, en raison de sa fluidité et de son insipidité, est ajoutée à l'huile d'olives. On reconnaît cette fraude: 1° en agitant l'huile d'olive dans une fiole qui en est à moitié remplie; il se forme à sa surface une file de bulles d'air qui disparaissent si l'huile est pure, et persistent si l'huile est mélangée avec de l'huile d'œillet; 2° en exposant l'huile dans la glace pilée, qui y restera fluide si l'huile d'œillet en forme même le tiers; 3° en agitant l'huile suspectée avec une solution de protonitrate acide de mercure, ou avec un peu d'acide hyponitrique qui solidifiera entièrement l'huile d'olive si elle est pure, et lui donnera une consistance molle si elle contient seulement un dixième d'huile d'œillet. Une plus grande quantité de cette dernière surnagera le mélange.

Les huiles de colza, de lin, de chènevis, s'obtiennent par les mêmes procédés que celle d'œillet; elles sont employées aux mêmes usages dans les arts.

Les huiles de graines employées à l'éclairage doivent être purifiées, afin de les débarrasser d'un mucilage qui les rend moins combustibles. On y parvient en les agitant dans des tonneaux avec deux centièmes de leur poids d'acide sulfurique concentré, brassant le mélange avec de l'eau.

Le mucilage est alors décomposé et se précipite au fond de l'eau ; l'acide sulfurique en excès est dissous par l'eau, et l'huile ainsi purifiée vient surnager ce liquide : elle est pure après plusieurs lavages à l'eau. On achève de la clarifier en la faisant passer à travers des tonneaux dont le fond est percé de trous qui reçoivent des mèches de coton de trois à quatre pouces de long.

De l'action des oxides métalliques sur les huiles.

On donne plus particulièrement le nom de *savons* aux composés formés par la réaction de la soude et de la potasse sur les huiles ou les graisses. Ce nom doit réellement être appliqué à tous les produits qui résultent de l'action d'un oxide métallique sur les corps gras.

Trois de ces combinaisons sont seulement solubles dans l'eau ; ce sont les savons à base de potasse, de soude et d'ammoniaque : tous les autres sont insolubles.

Dans l'action d'un oxide sur les huiles, les deux principes immédiats qui les constituent sont décomposés ; leurs élémens, mis dans un autre ordre, donnent naissance à trois produits nouveaux, savoir : à l'acide margarique, à l'acide oléique et à un principe neutre doux et sucré (glycérine). Les deux premiers composés restent unis à l'oxide à mesure qu'ils se forment, tandis que le troisième se trouve isolé et reste en solution dans l'eau au milieu de laquelle la réaction a eu lieu.

Les savons les plus employés sont ceux à base de soude et de potasse ; les premiers sont solides à la température ordinaire, et les autres sont toujours mous.

Savon à base de soude (margarate et oléate de soude). On obtient dans les arts ce composé en traitant les huiles d'olives, de colza ou de navette, par la soude rendue caustique par la chaux.

On fait un mélange de soude du commerce avec le

quart de son poids de chaux éteinte, et on délaie le tout dans une certaine quantité d'eau. Le carbonate de soude contenu dans la soude est peu à peu décomposé par la chaux, d'où résulte de la soude caustique qui se trouve alors en solution dans l'eau. On soutire cette liqueur du dépôt calcaire, qu'on lave avec de nouvelles quantités d'eau.

Ces solutions de soude caustique à différens degrés sont mises à part. On fait chauffer d'abord dans une chaudière des solutions faibles, et ensuite on y ajoute peu à peu la quantité d'huile à saponifier qui forme les $\frac{5}{6}$ du poids de la soude qu'on a employée. La combinaison s'opère peu à peu surtout par l'agitation, et il en résulte une masse blanche homogène; alors on verse peu à peu les solutions de soude plus concentrées qui saturent l'huile. Lorsqu'on est arrivé à ce point, le savon se sépare de lui-même et flotte à la surface de la lessive, qui ne contient plus que les sels étrangers qui existaient dans la soude. On abandonne la liqueur à elle-même, et on soutire, par un tuyau placé au fond de la chaudière, tout le liquide qui se trouve sous le savon. On fait bouillir avec de nouvelles lessives caustiques pour être assuré que toute l'huile est saponifiée; alors on soutire la lessive, qui est inférieure lorsqu'elle a acquis 1,30 de densité, et on coule ensuite le savon dans des moules, d'où on l'enlève après sa solidification pour le couper en petits parallélipipèdes alongés. Le savon, ainsi préparé, est veiné de taches bleues qui proviennent d'un savon à base d'oxide de fer et d'alumine qui est interposé entre ses parties. On le désigne, dans le commerce, sous le nom de *savon marbré*; il est formé d'huile saponifiée 64, de soude 6, et d'eau 30.

Le savon blanc se forme en délayant le savon précédent avant de le couler, avec une petite quantité de solution faible de soude, et abandonnant la masse à une douce cha-

leur. Les matières qui étaient en suspension se précipitent au fond de la chaudière ; alors on coule la pâte du savon dans les moules ; ainsi obtenu, il est connu sous le nom de *savon blanc*. Par suite de cette préparation, ce savon contient 0,45 d'eau ; il est recherché à cause de sa pureté pour le blanchissage du linge fin.

Savon à base de potasse. Cette espèce de savon se prépare comme le savon à base de soude ; seulement, comme il est plus soluble que ce dernier, il ne se sépare point de la lessive où il s'est formé et reste en solution, ce qui est la cause de l'excès de potasse qu'il contient après sa fabrication.

Il est connu sous le nom de *savon vert* ou *mou*, lorsqu'il a été préparé avec les huiles de graines. Les graisses, saponifiées également par la potasse, forment un savon mou, blanc, plus consistant que le premier, et qu'on emploie surtout pour la toilette.

La différence qu'on remarque entre la consistance des savons à base de soude et de potasse, tient à ce que non-seulement on emploie pour la confection des premiers des huiles contenant plus de stéarine que les huiles de graines qui entrent dans le savon mou, mais encore à ce que les margarates et oléates de soude qui forment ceux-ci ont plus de solidité que les margarates et oléates de potasse qui font la base de ceux-là.

Propriétés. Les savons que nous venons de faire connaître sont solubles dans l'eau et l'alcool ; leur solution mousse fortement par l'agitation, et ramène au bleu le tournesol rougi par les acides. Étendue d'une assez grande quantité d'eau, la solution de savon de potasse se décompose, au bout d'un certain temps, en sur-margarate, qui se précipite sous la forme d'une matière blanche nacrée, et en sous-margarate qui reste en solution avec l'oléate de potasse. Tous les acides décomposent le savon en s'unissant

à sa base et en séparant les acides margarique et oléique qui se précipitent en flocons blancs. Les solutions de chaux, de barite, de strontiane qu'on verse dans l'eau de savon s'emparent des acides et se précipitent à l'état de margarates et d'oléates insolubles, enfin tous les sels à base d'oxides métalliques autres que ceux formés par les oxides de potassium, de sodium, de lithium, et par l'ammoniaque, sont décomposés par la solution de savon, et transformés en margarates et oléates insolubles. C'est par cette raison que les eaux de puits qui contiennent plus ou moins de sulfate de chaux coagulent le savon en flocons blancs insolubles.

Produits de la saponification des huiles. Nous avons déjà indiqué, d'après les expériences de M. Chevreul, que les huiles saponifiées étaient converties en nouveaux composés acides et en un principe doux et sucré, que l'on a désigné sous le nom de *glycérine*.

On peut séparer ces produits en combinant les huiles ordinaires, soit à la potasse ou à la soude, soit au protoxide de plomb par l'intermède de l'eau. Dans le premier cas, l'eau où la combinaison a été faite contient en solution le margarate, l'oléate de potasse et la glycérine; en ajoutant peu à peu à cette solution de l'acide tartrique, les acides oléique et margarique sont séparés et se précipitent peu à peu en flocons blancs, tandis que la potasse qui leur était combinée reste unie à l'acide tartrique, et forme du bitartrate de potasse qui se trouve en solution avec la glycérine. L'évaporation de cette liqueur fournit un résidu d'où l'alcool extrait facilement la glycérine.

Quant aux acides oléique et margarique mélangés, on les sépare l'un de l'autre en les dissolvant dans leur poids d'alcool bouillant, et abandonnant la solution à elle-même; l'acide margarique cristallise et se dépose en aiguilles blanches qui se réunissent en étoiles, tandis que

l'acide oléique reste en solution, et peut être obtenu par l'évaporation. Dans la saponification des huiles avec le protoxide de plomb, il se produit une masse blanche, molle, insoluble dans l'eau, formée par les acides margarique et oléique combinés au protoxide de plomb, et la glycérine se trouve dans l'eau où la combinaison a été effectuée. On la sépare en faisant passer dans cette eau un courant de gaz hydrosulfurique pour précipiter une portion de protoxide de plomb qui a été rendue soluble par la présence de ce principe, et, après avoir filtré la liqueur, on l'évapore à une douce chaleur; la glycérine qui forme le résidu de l'évaporation se présente sous forme d'un liquide sirupeux.

Glycérine. Ce produit a été observé par Schéele et désigné sous le nom de *principe doux des huiles*, parce qu'il croyait qu'il existait tout formé dans les huiles et qu'il en était séparé lorsqu'on combinait ces dernières aux oxides métalliques. Mais M. Chevreul a démontré qu'il se produisait sous l'influence de tous les oxides en même temps que les acides margarique et oléique.

Propriétés. La glycérine est liquide, incolore, d'une consistance sirupeuse; elle est incristallisable et déliquescente; sa saveur est douce et légèrement sucrée.

Exposée à l'action de la chaleur, elle se vaporise et se décompose en partie à la manière des substances végétales; elle est soluble dans l'eau et l'alcool, et se convertit, par l'action de l'acide nitrique, en acide oxalique. Sa solution aqueuse rend soluble une petite quantité de protoxide de plomb.

Cette substance, quoique douée d'une saveur douce et sucrée qui la rapproche de quelques espèces de sucre, n'est pas susceptible d'éprouver la fermentation alcoolique; elle contient, suivant M. Chevreul, carbone, 40,971; oxigène, 51,004, hydrogène, 8,915. $= C^3 H^8 O^2$.

Acide margarique. Cet acide peut être obtenu, non-seulement comme nous l'avons rapporté plus haut, mais encore en abandonnant à elle-même une solution étendue de savon de graisse à base de potasse; il s'en précipite peu à peu une matière blanche nacrée formée de bi-margarate de potasse, d'où l'on sépare l'acide margarique en traitant à une douce chaleur ce sel par l'acide hydrochlorique faible.

Propriétés. L'acide margarique est solide à la température ordinaire, d'un blanc nacré, d'une odeur faible, analogue à celle de la cire blanche; il est plus léger que l'eau, fusible à $+57°$, en un liquide incolore qui cristallise par le refroidissement en aiguilles brillantes. Exposé à une chaleur élevée, il se volatilise et se décompose en partie en laissant un peu de charbon. L'eau n'a aucune action sur lui; mais l'alcool chaud le dissout avec facilité, et le laisse cristalliser en refroidissant : cette solution rougit la teinture de tournesol. Cet acide s'unit avec les bases en plusieurs proportions; il forme avec les oxides solubles des sels neutres très-solubles et des sels acides insolubles. Sa composition, d'après M. Chevreul, est de : carbone, 79,053; oxigène, 8,939, hydrogène, 12,000. $= C^{70} H^{64} O^{8}$.

Acide oléique. Cet acide, à l'état de pureté, est sous la forme d'un liquide huileux, incolore ou jaunâtre, insipide, d'une odeur faible d'huile rance : sa densité est 0,899. Exposé à quelques degrés au-dessous de zéro, il se congèle en petites aiguilles. Chauffé dans le vide, il se volatilise sans altération; mais, au contact de l'air, il se décompose, en donnant pour produit liquide une huile plus ou moins colorée. L'eau est sans action sur cet acide; mais l'alcool, à 0,822 de densité, le dissout en toutes proportions; il forme avec les bases des sels qui sont appelés *oléates*, et qui, avec les margarates, font partie des savons.

L'acide oléique est composé, d'après l'analyse qui en a été faite par M. Chevreul, de : carbone, 80,942, oxigène, 7,609, hydrogène, 11,359. = $C^{70} H^{120} O^5$.

Cet acide reste uni à la potasse dans l'eau qui a servi à dissoudre le savon de graisse, et qui a laissé précipiter la plus grande partie de l'acide margarique à l'état de bi-margarate de potasse. On l'isole de sa combinaison en ajoutant à la liqueur de l'acide tartrique qui s'unit à la potasse et isole l'acide oléique, qui se rassemble à la surface de la liqueur en un liquide huileux jaunâtre.

On peut encore, comme l'a indiqué M. Chevreul, séparer directement l'oléate de potasse du savon de graisse, en traitant à froid ce composé par de l'alcool à 0,821 de densité, évaporant ce liquide, et mettant à plusieurs reprises le résidu qui en provient avec une nouvelle portion d'alcool, qui isole les portions de margarate de potasse qui ont été dissoutes.

Savon à base d'ammoniaque. L'ammoniaque s'unit difficilement aux huiles et ne les convertit que lentement en savon, comme l'a prouvé M. Chevreul. On obtient ces composés en agitant à froid et pendant long-temps un mélange d'huile d'olive ou d'amandes douces et d'ammoniaque liquide. C'est à ce composé mixte que l'on donne en pharmacie le nom de *liniment volatil.*

Savon à base de protoxide de plomb. Ce composé, qui forme la base de l'emplâtre simple, se prépare en chauffant dans une bassine par l'intermède de l'eau, parties égales d'huile d'olives, de graisse et de litharge porphyrisée. Dans cette opération, ces corps éprouvent les mêmes altérations que dans la saponification par la potasse et la soude, et le résultat qu'on obtient doit être regardé, d'après les travaux de M. Chevreul, comme un composé mixte d'oléate, de margarate, et de stéarate de plomb. Ce dernier sel provient de l'union d'un acide particulier qui se forme pendant

l'action des oxides sur la graisse; quant à la glycérine, elle se trouve dissoute dans l'eau qui a servi d'intermède à la réaction des substances.

De tous les oxides métalliques qui forment des composés insolubles avec les huiles saponifiées, le protoxide de plomb est celui qui s'y unit le mieux et qui produit un composé solide. C'est aussi le seul des oxides de ce métal qui puisse former des savons avec les huiles.

Produits de la décomposition par le feu des margarates et oléates.

Les acides margarique et oléique distillés avec le quart de leur poids de chaux se décomposent en fournissant de l'eau, de l'acide carbonique et une matière neutre différente suivant les deux acides, et que M. Bussy a désignée sous les noms de *margarone* et d'*oléone*.

La margarone est blanche, nacrée comme le blanc de baleine, elle fond à + 77° et se volatilise à une haute température; elle est inaltérable par les alcalis même à l'aide de la chaleur.

L'oléone est fluide, neutre, inodore, elle est à l'acide oléique ce qu'est la margarone à l'acide margarique.

Produit de l'action de l'acide hyponitrique sur les huiles.

L'acide hyponitrique mis en contact avec la plupart des huiles les solidifie au bout d'un certain temps; cette solidification est due, suivant M. Félix Boudet, à la formation d'un corps gras d'une nouvelle espèce qu'il nomme *élaïdine*.

Cette matière est blanche, inodore, insoluble dans l'eau, fusible à + 36° cent. Elle se dissout dans l'éther sulfurique et dans 200 fois son poids d'alcool bouillant; traitée par la potasse elle se saponifie en donnant de la glycérine et un acide particulier (acide élaïdique). Cet acide est solide, fu-

sible à + 44° et susceptible d'être distillé en partie lorsqu'on le chauffe fortement.

L'huile de ricin, qui diffère à tant d'égards des autres huiles végétales par sa solubilité dans l'alcool froid, présente aussi une différence dans les produits de sa distillation et sa réaction sur l'acide hyponitrique. En la traitant par $\frac{1}{50}$ de son poids d'acide hyponitrique, elle se colore en jaune doré et se transforme en une masse jaune, cireuse, translucide qu'on purifie par lavage à l'eau et solution dans l'alcool bouillant.

Cette matière, nommée *palmine*, diffère de l'*élaïdine*; elle est blanche, un peu odorante, fusible à + 66°, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther; traitée par une solution de potasse, elle est transformée en glycérine et en un acide particulier (acide palmique) fusible à + 50°.

Produits de la saponification de l'huile de ricin.

Quoique ces produits soient d'un moindre intérêt nous les relaterons ici. D'après MM. Bussy et Lecanu, l'huile de ricin saponifiée par le quart de son poids de potasse fournit trois acides distincts qu'ils ont désignés sous les noms d'acides *margaritique*, *ricinique* et *élaïodique*.

L'acide margaritique est solide, en écailles nacrées; il fond à + 130° et se décompose en partie à la distillation.

L'acide ricinique est fusible à + 22° et distille à une température peu supérieure.

L'acide élaïodique est sous forme d'une huile jaune, d'une faible odeur et d'une saveur âcre; il se solidifie au-dessous de zéro.

Des huiles volatiles.

Les huiles volatiles, connues encore sous le nom d'*huiles essentielles* ou d'*essences*, sont des produits que l'on rencontre dans un grand nombre de parties de végétaux, prin-

cipalement dans celles qui sont douées d'une odeur particulière.

Ces produits, classés d'abord au rang des principes immédiats, en doivent être distingués, car ils sont pour la plupart évidemment formés de plusieurs principes immédiats, unis en proportions indéfinies.

Un certain nombre d'huiles essentielles contiennent au moins deux espèces d'huiles; l'une liquide à la température ordinaire a été nommée éléoptène (ἐλαιον, huile; πτηνον, volatil); l'autre solide a reçu le nom de stéaroptène (στεαρ, suif; πτηνον, volatil). Les huiles naturellement solides peuvent donner leur stéaroptène par la compression entre plusieurs doubles de papier joseph, les autres n'en fournissent que par le refroidissement.

Les huiles volatiles, comme les substances résineuses, existent le plus ordinairement dans les parties externes des végétaux; elles remplissent soit des vaisseaux particuliers, soit de petites glandes. C'est ainsi qu'on les trouve dans les péricarpes de quelques fruits, dans les enveloppes de fleurs, les feuilles, les tiges, certaines écorces et racines.

La plupart des huiles volatiles s'obtiennent en distillant les substances qui les renferment, ou pour quelques-unes seulement par la simple pression. Ce dernier procédé n'est pratiqué que pour certaines enveloppes de fruits, telles que celles de citron, de cédrat et de bergamote, où l'huile volatile existe en si grande abondance qu'elle en sort avec facilité par la pression. Quant au premier procédé, qui est le plus généralement employé, on l'exécute soit en plaçant la substance dans la cucurbite de l'alambic avec une certaine quantité d'eau pure ou salée, soit, ce qui est préférable, en disposant sur un diaphragme percé de trous, éloigné du fond de la cucurbite, les parties de la plante que l'on veut distiller. (*Voy.* Description des appareils, Alambic.) L'eau, en se réduisant en vapeurs, entraîne

l'huile volatile qui vient se condenser avec elle dans le serpentin. Le peu d'affinité de l'huile volatile pour l'eau, et la différence de densité de ces deux liquides, opèrent leur séparation. Toutefois, l'eau qui a distillé avec l'huile volatile en a dissous assez pour avoir une odeur et une saveur particulière. C'est à la solution aqueuse de ces huiles volatiles obtenues dans cette circonstance que l'on donne le nom d'*eaux distillées aromatiques* ou *hydrolats*.

Dans cette distillation, on fait usage, pour séparer l'huile volatile qui est plus légère que l'eau, d'un vase en verre ayant la forme d'une carafe, et soudé à sa partie inférieure avec un tube qui remonte en forme d'S. (*Voy.* Pl. VI, fig. 8.) Ce vase, connu sous le nom de *récipient florentin*, reçoit le produit distillé; mais comme l'huile est plus légère, elle monte continuellement à la surface, tandis que l'eau, à mesure que le vase se remplit, s'écoule par l'orifice du tube recourbé en S. On a substitué à ce vase un simple flacon de verre dans le goulot duquel on met un tube effilé en pointe. Ce tube, qui reçoit le produit de la distillation et qui ne communique avec le flacon rempli d'eau que par sa partie inférieure, retient toute l'huile à la surface de l'eau qu'il contient. (*Voyez* Pl. VI, fig. 8.) Cette modification a été publiée par M. Chevallier, *Journal de chimie*, t. II, p. 66.

Propriétés. Les huiles volatiles sont le plus ordinairement liquides à la température ordinaire, quelques-unes d'entre elles sont solides ou en partie cristallisées: leur odeur est différente, et rappelle toujours celle de la substance aromatique d'où elles ont été extraites, leur couleur est variable, mais dépend toujours d'une matière étrangère qui les colore ainsi, car dans quelques circonstances elles sont tout-à-fait incolores à l'état de pureté; leur saveur est âcre, chaude et même caustique: elles sont plus légères généralement que l'eau distillée, à l'exception

de quelques-unes qui sont un peu plus denses ; leur combustibilité est si grande qu'elles s'enflamment à l'approche d'un corps en combustion, et continuent de brûler avec une flamme intense en produisant une fumée noire qui se condense sur les corps froids.

Soumises à l'action de la chaleur au contact de l'air, elles entrent en ébullition à des degrés différens entre + 100 et 180°, et s'évaporent entièrement ; mais en vases clos, elles se décomposent en partie par suile de leur distillation. Exposées à une basse température, les huiles volatiles cristallisent et se solidifient à différens degrés.

L'air agit différemment sur les huiles volatiles ; il en colore quelques-unes, les épaissit, et les rend par la suite solides en les rapprochant des substances résineuses. Dans cette action de l'air, l'oxigène est absorbé et transformé, pour une petite partie, en acide carbonique, tandis que l'autre est probablement entrée en combinaison avec les élémens de l'huile. Sous l'influence de l'air, d'autres huiles éprouvent une véritable oxidation qui les transforme en produits acides ou en produits neutres nouveaux.

L'eau n'exerce qu'une action dissolvante très-faible sur les huiles volatiles ; toutefois, elle en dissout assez pour acquérir une odeur et une saveur qui dénotent l'espèce d'huile qui s'y trouve en solution. On donne le nom d'*eaux distillées aromatiques* à ces solutions d'huiles volatiles dans l'eau, qui s'obtiennent par la distillation des subtances aromatiques avec l'eau.

L'alcool et l'éther sulfurique dissolvent, au contraire ; en toute proportion les huiles volatiles. C'est surtout aux solutions de celles-ci dans l'alcool qu'on donne le nom d'*eaux spiritueuses aromatiques*, *d'esprits* ou *d'alcoolats*. L'eau, par son affinité pour l'alcool, trouble tout à coup la solution alcoolique des huiles volatiles en les précipitant. C'est à cet effet qu'il faut attribuer le trouble laiteux

qui se produit dans l'eau de Cologne par son mélange avec l'eau.

Parmi les corps combustibles non métalliques, il n'y a que le phosphore et le soufre qui puissent se dissoudre dans les huiles volatiles. Ces solutions faites à chaud laissent déposer une partie de ces corps par le refroidissement. On donne le nom impropre de *baumes de soufre* aux solutions du soufre dans ces huiles. Le chlore, l'iode et le brôme les décomposent peu à peu en s'emparant d'une partie de leur hydrogène.

Les métaux n'exercent aucune action sur ces produits; il en est de même de la plupart de leurs oxides, qui ne peuvent s'y unir qu'avec le plus grande difficulté.

Les acides, surtout ceux qui sont concentrés, agissent sur les huiles volatiles : quelques-uns, comme le gaz hydrochlorique, s'y combinent et donnent naissance à un composé cristallisable, volatil, d'une odeur camphrée (camphre artificiel); d'autres, tels que l'acide sulfurique concentré, les charbonnent; enfin, l'acide nitrique concentré, mêlé avec le tiers de son poids d'acide sulfurique, a une action si violente sur les huiles volatiles qu'il les enflamme subitement aussitôt qu'il est en contact avec elles. Cet effet est dû à la réaction prompte d'une partie de l'oxigène de l'acide nitrique sur l'hydrogène et le carbone des huiles; l'acide sulfurique n'agit par son mélange avec l'acide nitrique qu'en absorbant l'eau que contient l'acide nitrique, et le ramenant ainsi à un état plus voisin de décomposition. L'acide nitreux produit seul le même effet.

Les huiles volatiles jouissent de la propriété de dissoudre la stéarine et l'oléine, ainsi que tous les corps gras ou huileux; c'est par cette raison qu'on les emploie pour enlever, sur les tissus de soie ou de drap qu'on ne peut savonner, les taches d'huile ou de graisse qui y sont appliquées.

La composition des huiles volatiles est variable; quelques-unes ne contiennent que du carbone et de l'hydrogène, et peuvent être regardées comme de véritables carbures d'hydrogène; telles sont la partie solide de l'essence de rose, l'essence de térébenthine et de citron; les autres renferment moins de carbone que celles-ci et une certaine quantité d'oxigène, dont la proportion s'élève entre 3 et 15 pour 100. Sous le point de vue de leur composition, les huiles volatiles peuvent être divisées en trois groupes: 1° en huiles composées de carbone et d'hydrogène seulement; 2° en huiles qui contiennent de l'oxigène, de l'hydrogène et du carbone; 3° en huiles qui admettent en outre de l'azote et du soufre. La formule des premières est C + H, celle des secondes C + H + O, et celle des troisièmes C + H + O + Az + S.

Les huiles essentielles ou volatiles les plus employées sont celles d'amandes amères, d'anis, de bergamote, de citron, de cédrat, de cannelle, de girofle, de lavande, de menthe, de marjolaine, de térébenthine, de rose, d'oranger, etc.

Huile volatile d'amandes amères. S'obtient par la distillation avec de l'eau, du tourteau des amandes amères exprimées. Cette huile est plus pesante que l'eau; elle a une odeur prononcée d'amandes amères et contient de l'acide hydrocyanique qui la rend très-vénéneuse et dont on la débarrasse en la distillant avec de l'hydrate de potasse et du chlorure de fer. Pure, elle se convertit à l'air humide en acide benzoïque, en absorbant 2 atomes d'oxigène. MM. Wohler et Liebig la considèrent comme un hydrure d'un radical composé de $C^{14} H^{10} O^2$.

Sa composition, sous ce point de vue est $C^{14} H^{10} O^2 + H^2$.

Huile volatile d'anis. Obtenue par la distillation des semences d'anis (*pimpinella anisum*), elle est blanche ou

peu colorée, concrétée en une masse cristalline à la température ordinaire; son odeur est celle des semences d'anis; elle est usitée en médecine et dans les arts.

Huile volatile de bergamote. S'extrait par expression ou distillation des zestes du *bergamia vulgaris*; elle est jaune, plus légère que l'eau, et ne se se solidifie qu'au-dessous de zéro. Employée en médecine et dans la composition des parfums composés.

Huiles volatiles de citron et de cédrat. Ces deux huiles s'obtiennent comme celle de bergamote; la première des zestes du *citrus medica*, et la seconde de ceux du *citrus medica vulgaris*. Ces essences ont une même composition et contiennent $C^{10} H^{16}$; elles forment avec l'acide hydrochlorique un composé cristallisable qui est un hydrochlorate.

Huile volatile de cannelle. Elle se retire par la distillation de l'écorce du cannellier (*laurus cinnamomum*). Cette huile est jaune ou rougeâtre, plus pesante que l'eau, d'une saveur sucrée chaude et caustique; elle dépose avec le temps des cristaux blancs qui, d'après MM. Dumas et Péligot sont un acide particulier formé par l'oxidation de l'huile à l'air et qu'ils ont nommé *acide cinnamique*. Cette huile serait, suivant eux, un hydrure de cinnamyle, dont la formule serait $C^{18} H^{14} O^{2} + H^{2}$.

Huile volatile de girofle. S'obtient par la distillation des clous de girofle avec l'eau salée. Cette huile est jaune orangé, plus dense que l'eau, d'une saveur chaude, âcre et caustique.

Huiles volatiles de lavande, de menthe, de marjolaine. Se retirent par la distillation des sommités fleuries de la lavande, de la menthe poivrée et de la marjolaine. Elles sont incolores, plus légères que l'eau, et faciles à distinguer par leur odeur.

Huile volatile de moutarde. Cette huile s'extrait en dis-

tillant les graines pulvérisées avec l'eau ; elle est incolore, d'une densité de 1,015, et bout à + 143°; sa composition, d'après MM. Dumas et Pelouze est : C^{16} H^{29} Az^{4} O $\frac{5}{2}$ S $\frac{5}{2}$. Cette huile, appliquée sur la peau, détermine en peu de temps une rubéfaction et une irritation vive.

Huile volatile de fleurs d'oranger. Cette huile est désignée sous le nom de *neroli.* On l'extrait par la distillation des pétales de l'oranger; elle est ordinairement colorée en jaune brunâtre.

Huile volatile de rose. Se retire des fleurs du *rosa sempervirens*, aux environs de Tunis, d'où vient presque toute l'huile de rose que l'on trouve dans le commerce; elle est incolore, plus légère que l'eau, solide et cristallisée en masse à la température ordinaire, composée de deux principes, l'un fluide et l'autre solide à + 15°. Son odeur forte et pénétrante, lorsqu'elle est concentrée, devient douce et agréable lorsqu'elle est divisée dans une grande masse d'air.

Huile volatile de térébenthine. Cette huile, vulgairement connue sous le nom d'*essence de térébenthine*, s'extrait de la distillation de la résine fluide de térébenthine; elle est incolore, plus légère que l'eau, d'une odeur forte et désagréable. Conservée dans des flacons, elle abandonne au bout d'un certain temps, des cristaux incolores prismatiques qui sont, d'après MM. Dumas et Péligot, un hydrate d'essence. Saturée de gaz hydrochlorique et refroidie à — 15 ou 20°, elle se congèle en une masse cristalline qui, après avoir été comprimée et lavée avec une solution faible de potasse, a l'odeur du camphre.

Ce composé, découvert par Kind, et que l'on peut regarder comme un *hydrochlorate d'essence de térébenthine*, a été étudié par plusieurs chimistes. M. Dumas a démontré dernièrement qu'il était composé de volumes égaux, de vapeurs d'essence et de gaz hydrochlorique. Son odeur

particulière lui a fait donner le nom de *camphre artificiel*; mais il se distingue du camphre naturel en ce qu'il exhale des vapeurs d'acide hydrochlorique en brûlant; qu'il est insoluble dans l'acide acétique; et qu'en le chauffant avec de l'acide nitrique il laisse dégager du chlore par la réaction de l'acide nitrique sur l'acide hydrochlorique.

Toutes les huiles volatiles que nous venons de décrire se rencontrent dans le commerce, et sont les produits d'opérations faites en grand. On ne les prépare pas ordinairement dans les laboratoires, mais il est souvent nécessaire de les purifier pour l'usage pharmaceutique, car elles s'altèrent avec le temps, surtout quand elles ne sont pas privées du contact de l'air. On exécute cette opération en les distillant de nouveau, dans une cornue de verre munie d'un ballon, avec une certaine quantité d'eau. La portion d'huile altérée, rendue moins volatile, reste au fond de la cornue, tandis que l'huile qui s'est volatilisée avec une partie d'eau dans le ballon peut en être facilement isolée avec un entonnoir.

Les huiles volatiles, surtout celles qui sont d'un prix élevé, sont sujettes à être falsifiées dans le commerce, soit avec une portion d'alcool ou d'une autre huile volatile, ou d'une huile grasse. La première fraude peut être reconnue en mêlant l'huile volatile avec l'eau qui la rend aussitôt trouble; mais ce moyen ne permet pas d'apprécier de petites quantités d'alcool. Suivant M. Béral, un fragment de potassium plongé dans une huile volatile alongée d'un vingt-cinquième d'alcool, disparaît en moins de cinq minutes par suite de l'action de l'alcool, tandis que sur les huiles volatiles pures il n'exerce pas d'action sensible; la seconde fraude serait découverte par l'odeur quoique difficilement; quant à la troisième, on s'en apercevrait par l'alcool qui ne pourrait les dissoudre entièrement, ou à la

tache grasse qui resterait sur un papier qui aurait été imprégné de l'huile suspecte, et qu'on viendrait à chauffer légèrement pour volatiliser l'huile volatile.

Usages. Les huiles volatiles ou essentielles sont plutôt employées comme aromates que comme médicamens. On se sert cependant de quelques-unes comme de stimulans énergiques à l'intérieur, mais à petite dose; on les administre ou en suspension dans l'eau ou en solution par l'intermède du sucre. C'est à ce mélange de sucre et d'huile volatile que l'on donne le nom d'*oleo-saccharum*. Le plus grand usage des huiles essentielles est pour la parfumerie et pour la confection des eaux spiritueuses aromatiques et les liqueurs de table.

Résines.

On a désigné sous le nom de *résines* des produits végétaux dont la composition est plus ou moins complexe, et dans lesquels on rencontre souvent un *acide libre*, un *principe colorant*, une *huile volatile*, et un *principe résineux* qui imprime ses caractères au composé dans lequel il entre. Par conséquent ces substances ne peuvent être regardées comme des principes immédiats purs, et doivent être distinguées des espèces organiques.

Les résines purifiées des matières étrangères qui s'y trouvent naturellement mêlées sont-elles identiques ou présentent-elles des différences de manière à constituer des espèces? c'est ce qu'on ne sait point encore. Toutefois, d'après leur composition et leurs propriétés, elles se rapprocheraient beaucoup des huiles volatiles épaissies par l'action de l'air, et comme ces dernières, elles résident dans les parties des végétaux les plus extérieures. On les obtient soit naturellement des fissures par lesquelles elles découlent spontanément, soit par des incisions artificielles; dans tous les cas, elles se présentent d'abord sous la forme d'un suc

visqueux qui se concrète peu à peu à l'air. Quelquefois on les extrait directement des substances végétales par l'intermède de l'alcool ou de l'éther sulfurique.

Propriétés. Les résines telles qu'on les obtient présentent de grandes variations dans leur état physique, leur couleur et leur odeur qui est toujours due à une portion d'huile volatile qu'elles contiennent; elles sont ordinairement solides, demi-transparentes, cassantes, insipides ou âcres, plus pesantes que l'eau, fusibles à une douce chaleur, décomposables par une température élevée en huile empyreumatique, en gaz hydrogène carboné, acide carbonique et en charbon très-léger; inflammables par l'approche d'un corps en combustion et brûlant avec une flamme intense, et production d'une fumée noirâtre qui dépose une grande quantité de noir de fumée; elles sont insolubles dans l'eau, solubles au contraire dans l'alcool, l'éther sulfurique, les huiles volatiles et les huiles grasses; précipitées de leur solution alcoolique par l'eau en flocons blancs; solubles dans la potasse et la soude caustique; décomposées par l'acide nitrique, et transformées en une matière analogue au tannin. L'acide sulfurique concentré les dissout, à la température ordinaire, sans les altérer; à chaud, il les décompose en mettant à nu une partie du carbone, et donnant naissance à une matière analogue au tannin. L'acide hydrochlorique et l'acide acétique concentrés dissolvent aussi les résines sans les altérer sensiblement et les laissent précipiter par l'addition de l'eau.

Leur composition paraît résulter, du moins pour quelques-unes, d'une grande quantité de carbone et d'hydrogène, et d'une petite quantité d'oxigène qui s'élèverait à 15 environ pour 100. Les résines les plus employées sont la résine animé, de copahu, élémi, de la Mecque, copal, laque, mastic, sandaraque, sang-dragon, térébenthine et ses produits.

La *résine animé* découle spontanément de l'*hymenæa Courbaril*, arbre de l'Amérique septentrionale; elle se présente en morceaux demi-transparens, jaunâtres, d'une odeur agréable. Sous ce nom, les anciens pharmacologistes paraissent avoir confondu différentes espèces de résine.

Résine de copahu. Connue improprement sous le nom de *baume de copahu*, s'extrait par des incisions pratiquées à l'écorce du *copaifera officinalis* L., arbre de la famille des légumineuses. Cette résine est très-fluide et incolore lorsqu'elle est récente; elle s'épaissit et jaunit par le temps; son odeur est forte et désagréable, sa saveur âcre et amère; elle est composée d'une huile volatile et d'une résine. La première, formée de carbone et d'hydrogène, est isomérique avec l'essence de citron; comme elle, elle contient $C^{10} H^{16}$, et se combine avec l'acide hydrochlorique en formant un hydrochlorate : la résine est formée de deux résines, dont l'une est cristallisable et acide (acide copahuvique).

Résine élémi. S'obtient par incision d'un arbre de la famille des térébinthacées, nommé *amyris elemifera*. Cette résine se présente en masses molles et onctueuses qui se dessèchent et deviennent cassantes; sa couleur est d'un blanc jaunâtre, mêlé de points verdâtres, son odeur est forte et ressemble un peu à celle des graines de fenouil.

Résine de la Mecque, vulgairement *baume de la Mecque*, *de Judée.* Se retire par des incisions faites au tronc et aux branches de l'*amyris opobalsamum*, ou par décoction dans l'eau des branches et des feuilles. C'est par ce dernier procédé qu'est préparée la résine que l'on trouve dans le commerce. Elle est liquide, trouble et blanchâtre, d'une odeur particulière et très-agréable ; au contact de l'air, elle jaunit, s'épaissit, devient transparente et se solidifie.

Résine copal. Cette résine paraît provenir d'un arbre de

l'Amérique septentrionale nommé *rhus copallina*; elle est en morceaux oblongs, fragiles, transparens comme le verre, et d'une couleur qui varie du jaune fauve au jaune d'ambre; son odeur et sa saveur sont nulles. L'alcool ne la dissout qu'en partie, ainsi que les huiles volatiles et fixes; elle ne peut être dissoute dans ces derniers liquides qu'après avoir été fondue par le calorique.

Résine laque. Cette résine exsude des branches du *croton lacciferum*, arbre de l'Inde, à la suite de piqûres faites par la femelle du coccus lacca. Elle se présente sous trois formes dans le commerce : 1° en *bâtons*, c'est-à-dire, telle qu'on la trouve concrétée en une couche rougeâtre à l'extrémité des branches de l'arbre; 2° en *grains*, ou parties détachées des branches; 3° en *plaque* ou *tablettes*, telle qu'on l'obtient en fondant et coulant les deux premières, après les avoir fait bouillir dans l'eau pour dissoudre une partie de la matière colorante rouge qui s'y trouve; sous cet état, elle est en plaques rougeâtres, transparentes, fragiles, inodores, d'une saveur un peu astringente. (On la connaît improprement sous le nom de *gomme laque* dans les arts, où elle est très-employée).

Mastic. Cette résine découle par des incisions transversales pratiquées à l'écorce du *pistiacia lentiscus*, L., et se concrète en partie sur le tronc en gouttes oblongues (mastic en larmes). Elle est jaune pâle, demi-transparente, pulvérulente à sa surface, d'une odeur douce et agréable, d'une saveur aromatique; mise dans la bouche, elle se ramollit entre les dents, et peut être ainsi mâchée sans se briser. Son nom vient de son usage comme *masticatoire*.

Sandaraque. Cette résine découle spontanément ou par incision du *thuya articulàta*, arbre de la famille des conifères. Elle est en larmes alongées, d'un jaune pâle, recouvertes d'une poussière très-fine; sa cassure est vitreuse et transparente à l'intérieur; sa saveur est faible et son

odeur nulle; elle est très-friable, soluble entièrement dans l'alcool.

Sang-dragon. On l'extrait de plusieurs arbres de l'Afrique et de l'Amérique méridionale, savoir : du *calamus rotang*, L., de la famille des palmiers; du *dracæna draco*, de la famille des asparaginées; et du *pterocarpus santalinus*, de la famille des légumineuses. Cette résine s'obtient par expression du fruit du premier végétal, et par des incisions faites au tronc des deux derniers; elle est opaque, inodore, d'un brun foncé rougeâtre, fragile, à cassure lisse et luisante, et donne par la pulvérisation une poudre d'un brun rouge vif. On la trouve dans le commerce sous trois formes : 1° en boules alongées, enveloppées de feuilles de roseau et disposées en chapelet; 2° en cylindres comprimés, entourés de feuilles de palmier; 3° en masse informe très-irrégulière.

Térébenthine. Cette résine s'extrait de plusieurs arbres de la famille des conifères, ce qui a établi les différentes espèces qu'on rencontre dans le commerce; elle découle toujours des incisions faites au pied de ces arbres. La *térébenthine de Chio* se retire du *pistacia terebinthus*, qui croît dans les îles de l'Archipel, et surtout à Chio; la *térébenthine de Venise* découle du mélèze *abies larix*; celle de *Strasbourg*, de l'*abies taxifolia*, et celle de *Bordeaux*, du *pinus maritima*.

La résine qui découle depuis le mois de mars jusqu'au mois d'octobre des incisions pratiquées à ces arbres est reçue dans un creux situé à leur pied. On la purifie des impuretés qu'elle peut contenir en la fondant à une douce chaleur dans une chaudière, et la filtrant à travers un filtre de paille, ou en l'exposant à l'ardeur du soleil dans des caisses en bois percées de petits trous et placées sur des baquets.

Les caractères physiques de cette résine varient beau-

coup; elle est plus ou moins liquide et transparente, incolore ou colorée en jaune, d'une odeur plus ou moins forte, d'une saveur âcre et amère. Exposée à l'air, elle s'épaissit, se colore un peu, et devient tout-à-fait solide en perdant la plus grande partie de son odeur.

Plusieurs autres produits sont également fournis par les mêmes arbres ou par la térébenthine elle-même, savoir :

Le *galipot*, qui n'est qu'une portion de térébenthine qui s'est concrétée et desséchée sur le tronc, surtout à la fin de la récolte de la térébenthine. Ce produit résineux est purifié par fusion et filtration à travers un lit de paille; on le connaît alors sous le nom de *poix de Bourgogne*, *poix blanche*.

L'*huile volatile de térébenthine* s'obtient en distillant à feu nu la térébenthine dans de grands alambics de cuivre. Le résidu solide de cette distillation, formé par la résine qui était unie à l'huile volatile, constitue cette matière résineuse, transparente, plus ou moins brune, désignée sous le nom de *colophane*, *brai sec* ou *arcanson*.

Cette résine, dans la composition de laquelle entre l'oxigène, et qu'on pourrait regarder comme de l'essence de térébenthine oxigénée, contient, d'après M. Unverdorben, deux résines acides qu'il a désignées sous le nom d'acide *silvique* et d'acide *pinique*; le premier est soluble dans l'alcool froid; le second s'y dissout à chaud.

Poix résine, *résine jaune*. On donne ce nom au résidu de la distillation ci-dessus qui a été brassé avec de l'eau lorsqu'il était encore fluide, de manière à lui faire perdre sa transparence et à lui donner une couleur jaunâtre.

Poix noire. Elle consiste dans une portion de térébenthine altérée en partie par le feu. On la prépare sur les lieux où l'on retire la térébenthine, en brûlant dans un four particulier les filtres de paille qui ont servi à la purifi-

cation, ainsi que les copeaux provenant des entailles faites aux pins et sapins.

Goudron. Ce produit résineux, plus altéré que la poix noire, s'obtient en plaçant dans un four conique creusé en terre des fragmens de bois provenant des troncs des arbres qui ont fourni la térébenthine, élevant au-dessus de celui-ci, en sens contraire, un autre cône avec du bois et le recouvrant de gazon. En mettant le feu à ce cône supérieur, on détermine la liquéfaction d'une partie de la résine qui reste dans le bois, et qui, se mêlant aux produits de la décomposition du bois, constitue le goudron qui tombe au fond du cône inférieur sous la forme d'un liquide épais, noirâtre, d'une odeur forte.

Noir de fumée. On donne ce nom à du carbone très-divisé et mêlé d'huile, qui se précipite de la fumée des résines qui brûlent à l'air. Dans les arts, on prépare ce produit avec tous les résidus résineux qui proviennent du travail de la térébenthine, en les faisant brûler dans un four dont la cheminée aboutit à une chambre fermée à sa partie supérieure par un cône de toile sur lequel se condense le noir de fumée.

Ce noir de fumée peut être regardé comme du carbone pur, après avoir été fortement calciné à l'abri de l'air pour le priver de l'huile qu'il contient toujours.

Gommes-résines.

Ces produits mixtes sont encore plus hétérogènes dans leur composition que les résines, et doivent par conséquent être séparés des espèces organiques.

Les substances désignées sous ce nom découlent des incisions pratiquées à différentes parties de quelques végétaux ; elles sont d'abord liquides et s'épaississent à l'air. Elles contiennent le plus ordinairement une huile volatile, une résine, une matière gommeuse soluble dans l'eau et

une autre matière insoluble, ce qui prouve combien est impropre le nom qui leur a été donné anciennement d'après la propriété qu'elles ont de se dissoudre en partie dans l'alcool et dans l'eau, caractère qui les avait fait rapprocher des gommes et des résines.

Bien que chacun de ces produits ait une composition particulière, nous exposerons ceux d'entre eux qui sont employés en pharmacie et en médecine.

Gomme ammoniaque. Cette gomme-résine s'obtient par incision d'une plante inconnue que l'on croit être un *ferula* ou un *heracleum*; elle est en larmes détachées, blanches, opaques, d'une odeur forte, d'une saveur amère et âcre, ou en masse jaunâtre parsemée de larmes blanches.

Assa fœtida. Découle des incisions faites au collet de la racine du *ferula Assa fœtida* (ombellifères). Cette gomme-résine est en masse brune rougeâtre, parsemée de larmes blanches demi-transparentes. Son odeur est alliacée et insupportable; sa cassure est vitreuse et rougit au contact de l'air.

Euphorbe. S'extrait aux îles Canaries par des incisions pratiquées aux rameaux de l'*euphorbia Canariensis*, L. Le suc laiteux qui en découle s'amasse et se concrète à la base des épines de ces rameaux. Cette gomme-résine est en larmes irrégulières, jaunâtres, demi-transparentes, percées d'un trou où était logée l'aiguille sur laquelle elle s'est concrétée; elle est inodore, d'une saveur peu sensible d'abord, mais qui devient âcre, brûlante et corrosive.

Galbanum. Découle spontanément ou le plus souvent par incision faite à la tige du *bubon galbanum* (ombellifères). Cette gomme-résine se présente en larmes molles, jaunes, translucides à l'intérieur, d'une cassure grenue, huileuse et d'une odeur forte, ou en masse formée de larmes agglutinées, d'une couleur plus foncée qui brunit avec le temps.

Gomme gutte. Découle peu à peu, sous la forme d'un liquide jaunâtre, des feuilles et des rameaux incisés du *guttæfera vera* (guttiers) qui croît dans l'île de Ceylan, ou par des incisions pratiquées à l'écorce du même arbre. Cette gomme-résine est en masse brune jaunâtre à l'extérieur, jaune rougeâtre à l'intérieur. Elle est inodore, friable, à cassure brillante. Sa saveur est légèrement âcre; sa poudre est d'une belle couleur jaune doré : elle forme avec l'eau une émulsion jaune.

Myrrhe. Cette gomme-résine découle, en Arabie, d'une espèce de *mimosa* peu connue, ou d'un *amyris*; elle est en larmes pesantes, rouges, demi-transparentes, contenant des stries blanches demi-circulaires dans leur intérieur. Son odeur est forte et aromatique; sa saveur très-âcre et amère.

Oliban. Désignée vulgairement sous le nom d'*encens*, cette gomme-résine découle du *juniperus lycia*, L., qui croît dans l'Asie-Mineure et dans l'Arabie; elle est sous la forme de larmes oblongues ou arrondies, d'un jaune pâle, demi-transparentes, fragiles. Son odeur est un peu analogue à celle de la résine du pin; sa saveur est aromatique et âcre.

L'usage très-ancien de brûler cette gomme-résine dans les temples où l'on sacrifiait des animaux aux différentes divinités, paraît provenir de la nécessité où l'on était de masquer, par des vapeurs aromatiques, les émanations fétides qui se dégageaient à l'ouverture des entrailles des animaux. Cet usage, par la suite, s'est transmis dans l'église catholique. (Guibourt, *Histoire des drogues.*)

Opopanax. Cette gomme-résine, apportée du Levant, s'obtient en laissant solidifier à l'air le suc laiteux qui coule des incisions faites à la tige du *pastinaca opopanax*; elle est en lames irrégulières, opaques, friables, rougeâtres extérieurement, jaunâtres et veinées de rouge à

l'intérieur. Son odeur est aromatique; sa saveur âcre et amère.

Sagapénum. Produit par une plante dont le genre est inconnu, mais que l'on croit voisin de celui de l'assa fœtida. Cette gomme-résine est en masse comme le galbanum, dont elle ne paraît différer que par une couleur plus foncée.

Scammonée. On connaît deux variétés de cette gomme-résine : la première, désignée sous le nom de *scammonée d'Alep*, est la plus estimée; on l'obtient en incisant le collet de la racine du *convolvulus scammonia*, recueillant le suc qui en découle et le faisant sécher au soleil. Cette variété est en masse d'un gris bleuâtre à l'extérieur, noire à l'intérieur, d'une cassure brillante et caverneuse. Son odeur est particulière et analogue à celle de la brioche. La seconde, connue sous le nom de *scammonée de Smyrne*, s'obtient de diverses plantes de la famille des apocynées; elle est brune, terne, très-pesante, non caverneuse.

Aloès. Nous plaçons à la suite des gommes-résines l'aloès, qui a été regardé pendant long-temps comme une variété de celles-ci, mais qui en diffère réellement par ses propriétés particulières.

L'aloès est un suc épaissi, obtenu par incision des feuilles des différentes espèces d'aloès, et surtout de l'*aloe perfoliata*, ou par l'évaporation de l'eau dans laquelle on les a fait infuser. On en distingue trois sortes dans le commerce sur l'origine desquelles on n'est pas encore d'accord : 1° l'*aloès succotrin*, qui nous vient du cap de Bonne-Espérance et de la Jamaïque, est le plus pur des trois; il est en morceaux d'une couleur jaune verdâtre, à cassure vitreuse, rougeâtre, transparent en petite masse, d'une odeur aromatique particulière et d'une saveur amère : l'eau et l'alcool le dissolvent entièrement; 2° l'*aloès hépatique* a une couleur rougeâtre, terne, analogue à celle du foie; il

est opaque, et donne une poudre jaune rougeâtre; 3° l'*aloès caballin*, ainsi nommé à cause de l'usage qu'on en fait pour la médecine des chevaux, est presque noir, tout-à-fait opaque, mêlé de matières étrangères; son odeur est moins forte que celle des deux précédens, et il laisse un résidu assez abondant, insoluble dans l'eau et l'alcool.

Baumes.

On a qualifié du nom de *baumes* des produits des végétaux analogues aux résines, mais qui en diffèrent par la présence de l'acide benzoïque; ces composés mixtes sont en petit nombre, et contiennent aussi une plus ou moins grande quantité d'huile volatile comme les résines.

Benjoin. Ce baume s'extrait par incision faite à l'écorce du *styrax benzoin* (ébénacées); il découle sous la forme d'un suc blanc, qui se colore en se solidifiant à l'air. On le trouve en masse agglomérée, d'une odeur suave et d'une odeur douce, balsamique et un peu âcre, renfermant plus ou moins de larmes blanches, ayant la forme de morceaux d'amandes, ce qui lui a fait donner le nom de *benjoin amygdaloïde*, pour le distinguer d'une autre sorte, qui est dépourvue de ce dernier caractère, et qu'on connaît sous le nom de *benjoin en sorte*.

Liquidambar. Ce baume est liquide; il s'obtient par des incisions faites au tronc du *liquidambar styraciflua* (amentacées), ou par décoction de son écorce et de ses rameaux. Le premier est transparent, d'une consistance sirupeuse, d'une couleur ambrée, et d'une odeur aromatique très-agréable; le second a une consistance plus grande et une couleur rouge brune foncée.

Baume du Pérou. Retiré par décoction de l'écorce et des rameaux du *myroxylon peruiferum* (légumineuses), qui croît au Pérou. Il est rouge brun très-foncé, d'une

consistance sirupeuse, d'une odeur forte et agréable; soluble entièrement dans l'alcool.

Storax, ou *styrax solide*. Ce baume découle par incisions faites au *styrax officinale*, L. (ébénacées). Il est solide, son odeur est des plus suaves, et il se présente, ou en masse formée de larmes blanches opaques, ou en masse brune renfermant des larmes amygdaloïdes, ou en masse rouge brune, mêlée de sciure de bois.

Styrax liquide. Ce baume paraît avoir la même origine que le liquidambar; il a la consistance du miel, une couleur grise brunâtre, une odeur forte, une saveur aromatique.

Baume de tolu. Ce baume découle par incision d'un arbre nommé *toluifera balsamum*, L. (térébenthacées), cultivé en Amérique près de Carthagène. Il est solide, d'une couleur fauve, sec et cassant à froid; son odeur est très-suave, sa saveur douce et agréable. Ces baumes naturels, employés pour la plupart en médecine, ne doivent pas être confondus avec certaines préparations pharmaceutiques désignées sous ce nom. Ces dernières sont, ou des teintures, ou des onguens, ou des savons auxquels on a donné improprement le nom de *baumes*.

Camphre.

Le camphre est un principe immédiat des végétaux, qui peut être regardé, avec raison, comme une espèce d'huile volatile concrète. Il existe tout formé dans plusieurs végétaux, et surtout dans une espèce de laurier, nommé *camphrier*, *laurus camphora*, qui croît au Japon. On le retire aussi de l'exposition à l'air de plusieurs huiles essentielles, telles que celles de sauge, de marjolaine, de romarin, de lavande, etc. Cette dernière peut en fournir, suivant Proust, jusqu'à 0,25 de son poids.

L'extraction du camphre du *laurus camphora* est très-

simple; on réduit en morceaux menus son tronc et ses branches, et on les place, avec une petite quantité d'eau, dans de grandes cucurbites de fonte, surmontées de chapiteaux de terre, garnis intérieurement d'un réseau fait en paille de riz. En chauffant légèrement, le camphre se volatilise et se condense sur les cordes de riz en petits grains grisâtres. C'est sous cet état qu'on l'envoie en Europe, où alors on le raffine, en le mêlant avec une petite quantité de chaux, et le sublimant de nouveau sur un bain de sable dans des matras de verre à fond plat. Le camphre ainsi sublimé et condensé a la forme hémisphérique du vase où l'opération a été faite.

Propriétés. Le camphre à l'état de pureté est solide, blanc, demi-transparent, d'une contexture lamelleuse et flexible; sa pesanteur spécifique est de 0,988. Son odeur est forte et pénétrante, sa saveur âcre et chaude. Il est si volatil, qu'il se dissipe à l'air et se sublime spontanément dans les vases qui le renferment. Exposé à l'action de la chaleur dans un vase fermé, il fond à + 175°, et bout à + 204°; il est si combustible, qu'il s'enflamme à l'approche d'un corps en combustion, et continue de brûler à la manière des huiles volatiles, en produisant une fumée noirâtre.

Mis en contact avec l'eau, il présente un phénomène singulier dû à sa grande volatilité. Si l'on tient en partie plongé dans l'eau un petit cylindre de camphre, l'eau qui le touche est repoussée tout à coup, et revient ensuite sur elle-même, en produisant l'image d'un flux et d'un reflux autour du camphre. Un effet non moins surprenant se manifeste quand on racle avec un canif, à la surface de l'eau, un morceau de camphre : chaque petite masse détachée, flottant sur l'eau, prend un mouvement de rotation très-rapide sur elle-même, et ce tournoiement est anéanti à l'instant où l'on vient à toucher en un point de

la surface de l'eau, avec une pointe d'épingle trempée dans une huile fixe; on admet qu'alors une pellicule très-mince d'huile se répand sur toute la surface de l'eau, et empêche le contact du camphre entre l'eau et l'air.

L'eau n'a que peu d'action sur le camphre, cependant elle en dissout assez pour en acquérir l'odeur particulière. Les véritables dissolvans de ce corps sont ceux des huiles volatiles, c'est-à-dire l'alcool et l'éther; ce premier liquide en dissout les $\frac{3}{4}$ de son poids; les huiles volatiles et les huiles fixes le dissolvent aussi.

La solution alcoolique de camphre, mêlée à l'eau, est décomposée sur-le-champ; le camphre est précipité en flocons blancs grenus, par suite de l'union de l'alcool et de l'eau.

L'acide nitrique dissout le camphre à une douce chaleur, et produit avec lui une liqueur oléagineuse, appelée autrefois *huile de camphre*. Cette combinaison acide est décomposée par l'eau. A une chaleur plus élevée et longtemps continuée, le camphre est transformé par l'acide nitrique en un acide particulier qu'on a nommé *acide camphorique*. On obtient cet acide en traitant dans une cornue le camphre par douze fois son poids d'acide nitrique à 25°, et remettant à plusieurs reprises sur le résidu l'acide nitrique qui a passé à la distillation; l'acide camphorique cristallise dans le résidu convenablement rapproché. Cet acide est blanc, inodore; il cristallise en parallélipipèdes blancs ou en aiguilles; exposé à une douce chaleur, il se fond et se sublime; chauffé plus fortement, il se décompose pour la plus grande partie. L'eau n'a que peu d'action sur cet acide; elle n'en dissout environ qu'un centième de son poids, à la température ordinaire, mais, à + de 100°, elle en dissout dix fois plus. L'alcool et les huiles le dissolvent également; il s'unit aux oxides, et forme des sels désignés sous le nom de *camphorates*, parmi lesquels ceux

à base de potasse, de soude et d'ammoniaque sont les plus solubles. La composition de cet acide, d'après M. Liebig, est exprimée par la formule C^{10} H^{16} O^{5}.

L'acide sulfurique concentré, mis en contact à chaud avec le camphre, le décompose, isole une partie du carbone, et le transforme en une matière soluble dans l'eau, qui jouit de la plupart des propriétés du tannin. (MM. Hatchett et Chevreul.)

L'acide acétique concentré opère comme l'acide nitrique la dissolution du camphre; quant aux alcalis, ils n'exercent aucune action sensible sur ce principe. Le camphre est composé, d'après M. Liebig de carbone, 81,7, hydrogène 9,7, oxigène 8,5 = C^{12} H^{18} O^{1}.

Usages. Le camphre est fort employé en médecine; on l'administre à l'intérieur à petite dose comme anti-spasmodique et sédatif; à plus haute dose, il est stimulant, et devient très-irritant lorsque la dose est un peu considérable, il peut déterminer même la mort, en agissant violemment sur le cerveau et enflammant le tube digestif. Son absorption est si rapide, qu'il passe sur-le-champ dans tous les organes, et s'exhale de l'économie surtout par les voies respiratoires.

On administre le camphre à l'intérieur, soit à l'état de poudre mêlé avec d'autres médicamens, soit dissous dans une huile fixe ou un jaune d'œuf, ou suspendu dans l'eau à l'aide d'un mucilage. Sa solution dans l'alcool faible, connue sous le nom d'*eau-de-vie camphrée*, s'emploie à l'extérieur comme antiseptique; elle est formée d'une partie de camphre dissoute dans trente-deux parties d'alcool à 22°. L'*alcool camphré*, usité aussi en médecine, est composé d'une partie de camphre et de sept parties d'alcool à 36°. L'*huile camphrée*, employée contre les douleurs rhumatismales et quelques tumeurs glanduleuses, se pré-

pare en dissolvant à froid par l'agitation le camphre pulvérisé dans quatre fois son poids d'huile d'olives.

Cire.

La cire est un produit immédiat qui est très-répandu dans le règne végétal. C'est elle qui forme cette espèce de vernis que l'on aperçoit à la surface des feuilles et des fruits, et qui les rend imperméables à l'eau; elle constitue aussi la base des alvéoles construites par les abeilles; mais, dans ce cas, on la regarde comme résultant du travail de ces mouches. Une expérience de M. Huber rend cette opinion vraisemblable : ce savant naturaliste a prouvé qu'en nourrissant ces insectes avec du sucre ou du miel, ils n'en composaient pas moins des rayons formés de cire; ce qui tend à démontrer que cette matière est le produit de l'élaboration, dans leur estomac, d'une partie du sucre ou du miel qu'ils ont récolté.

Pendant long-temps on a regardé la cire comme un principe immédiat particulier, analogue par ses propriétés à une huile fixe concrète; mais des expériences récentes ont fait connaître que toutes les substances qu'on avait ainsi caractérisées étaient extrêmement différentes, et même que la cire d'abeilles, qu'on avait prise pour type du groupe, était formée de deux principes particuliers.

M. Chevreul a constaté 1° que la cire retirée des baies du *myrica cerifera*, arbrisseau très-commun à la Louisiane, était fusible à + 46°, saponifiable par la potasse en donnant des acides margarique, stéarique et oléique, et de la glycérine, ce qui doit la faire considérer comme de la stéarine; 2° que la cire retirée des feuilles du chou entrait en fusion à + 75°, n'était pas saponifiable par la potasse; 3° que la cire d'abeilles, fusible à 64°, n'était qu'en partie dissoute par la potasse et transformée en acides margarique et oléique, et en une matière grasse non acide. D'où l'on

doit conclure que toutes ces substances ne peuvent être considérées comme des espèces du même genre.

L'extraction de la cire qui recouvre les feuilles des arbres est simple. Après les avoir pilées, on en extrait la partie liquide par pression, et l'on traite successivement le marc par l'eau et l'alcool froid jusqu'à ce qu'il ne se dissolve plus aucune substance. Si alors on met le résidu en contact avec de l'ammoniaque liquide, et qu'après quelque temps de macération on sature par un acide, la cire se précipite en flocons blancs. On peut encore la séparer du marc épuisé en faisant bouillir ce résidu avec de l'alcool, et filtrant la solution par le refroidissement : la cire se dépose en flocons blancs légers.

Cire d'abeilles. Cette espèce de cire, la plus employée, s'obtient en fondant dans l'eau le marc provenant de l'expression des gâteaux de miel, et coulant la cire dans des vases de terre ou de bois. Cette cire brute est ensuite purifiée en la tenant fondue pendant quelque temps, et enlevant avec une écumoire les impuretés qui se rassemblent à sa surface. On la connaît alors sous le nom de *cire jaune.*

Pour la blanchir, on la réduit en lames minces ou en rubans, en la fondant et la faisant tomber par filets sur un cylindre de bois qui, en partie plongé dans l'eau, tourne rapidement sur son axe. La cire ainsi laminée est blanchie en l'exposant à l'action de la rosée sur le pré, ou en la plaçant sur des toiles tendues à un pied du sol et l'arrosant tous les matins avant le lever du soleil. Ce mode de blanchîment de la cire, très-usité autrefois, est remplacé par un procédé moins long qui consiste à traiter à plusieurs reprises la cire jaune rubanée par une solution de chlore ou d'un chlorite alcalin, et la fondre ensuite après l'avoir soumise à plusieurs lavages.

Propriétés. La cire, à l'état de pureté, est solide, blan-

che, demi-transparente, insipide, d'une odeur faible particulière. Sa densité est de 0,960. Exposée à l'action de la chaleur, elle se ramollit à + 35°, et est tout-à-fait liquide à + 68°. Par une température plus élevée, elle se décompose et donne, avec tous les produits des substances végétales, des acides margarique, oléique, et une matière solide neutre.

L'air est sans action sur elle ainsi que l'eau, mais l'alcool surtout, à l'aide de la chaleur, la sépare en deux principes différens, l'un soluble et l'autre insoluble. Cette observation, faite d'abord par le docteur John, a été confirmée par MM. Félix Boudet et Boissenot.

Ces derniers, qui ont examiné avec attention les deux substances qui composent la cire d'abeilles, ont désigné, comme l'avait fait M. John, la première par le nom de *cérine*, et la seconde par celui de *myricine*.

La *cérine* est blanche, solide, fusible à + 63°, soluble à l'aide de la chaleur dans l'alcool, l'éther et l'essence de térébenthine; elle est transformée par la potasse caustique en une matière insoluble, fusible à + 70°, volatile sans décomposition (nommée *céraïne*), et en une matière grasse acide formée d'acides margarique, stéarique et oléique.

La *myricine* est blanche, solide, fusible à + 65°; elle est à peine soluble dans l'alcool bouillant, inaltérable par les alcalis caustiques, et volatilisée par le feu sans décomposition.

Ces deux principes sont à la cire ce que l'oléine et la stéarine sont aux huiles ou à certains corps gras; par conséquent, la cire doit être distinguée des espèces organiques, comme M. Chevreul l'avait conclu de ses expériences; elle semble se rapprocher davantage par ses propriétés du blanc de baleine que de tout autre corps gras.

La cire se dissout aussi en petite quantité et à chaud

dans l'éther, d'où elle se précipite par le refroidissement; mais les huiles essentielles et fixes la dissolvent au contraire avec facilité.

Les acides concentrés n'ont que peu d'action sur elle; les alcalis à chaud la saponifient seulement en partie.

L'analyse élémentaire de cette substance a démontré à MM. Gay-Lussac et Thénard qu'elle était formée de : carbone 82,19, hydrogène 12,35, oxigène 5,48.

Usages. La cire, par sa combustibilité, est non-seulement employée pour la formation des bougies, mais encore elle entre dans plusieurs compositions fort usitées; elle fait la base de l'encaustique pour cirer les meubles ou les parquets; combinée à l'huile d'olive, elle forme le cérat, et fait partie constituante de beaucoup d'onguens et d'emplâtres employés en médecine.

Caoutchouc.

Cette substance, nommée improprement *gomme élastique*, a été apportée de l'Amérique méridionale vers la fin du dix-huitième siècle; elle existe naturellement et en grande quantité dans plusieurs arbres de ce pays, savoir: l'*hævea caoutchouc* et le *jatropha elastica*, de la famille des euphorbiacées, et s'en extrait par des incisions pratiquées aux branches de ces arbres. Il en découle un suc blanc laiteux qui se concrète à l'air en une matière demi-transparente, très-élastique. Les naturels du pays l'appliquent couche par couche sur des moules creux en terre, qu'ils brisent ensuite lorsque le caoutchouc est sec pour le faire sortir par une ouverture ménagée à cet effet. C'est ainsi qu'on donne au caoutchouc la forme de petites bouteilles, sous laquelle on le trouve le plus ordinairement dans le commerce.

On a rencontré le caoutchouc dans d'autres arbres des Indes orientales, tels que le *ficus indica*, l'*artocarpus in-*

tegrifolia. Depuis, sa présence a été constatée dans le suc laiteux de l'*asclepias vincetoxicum*, dans celui du figuier et dans le résidu de l'opium, etc., etc.

Propriétés. Le caoutchouc, à l'état de pureté, est une substance demi-solide, blanche, molle, très-élastique et douée d'une assez grande tenacité pour qu'on puisse la tirer en plusieurs sens sans la rompre; il est insipide, plus léger que l'eau. Le caoutchouc du commerce est ordinairement coloré en brun plus ou moins foncé par la fumée du bois à laquelle il a été exposé pour accélérer sa dessiccation. Soumis à l'action d'une douce chaleur au-dessous de + 100°, il se ramollit assez pour se souder avec lui-même; à une température plus élevée, il entre en fusion, prend la consistance du goudron et reste sous cet état. Par une chaleur plus grande, il se décompose à la manière des substances végétales, en fournissant une huile volatile odorante, désignée sous le nom de *caoutchoucine*, et qui jouit de la propriété de le dissoudre avec facilité.

L'air ne fait éprouver aucune altération au caoutchouc; l'eau est incapable de le dissoudre à aucune température, mais le gonfle et le rend un peu translucide. Il est insoluble dans l'alcool, mais soluble dans l'éther sulfurique pur et dans les huiles essentielles. La solution éthérée laisse précipiter le caoutchouc en flocons blancs par son mélange avec l'alcool, et évaporée à l'air libre, elle laisse le caoutchouc avec toutes ses propriétés; il en est de même des solutions du caoutchouc dans les huiles volatiles.

Les acides n'exercent qu'une faible action sur le caoutchouc à la température ordinaire; l'acide sulfurique ne le charbonne que superficiellement à froid, mais à l'aide de la chaleur il le décompose; l'acide nitrique le transforme en une matière jaune insoluble en produisant une petite quantité d'acide oxalique; enfin, les alcalis caustiques l'altèrent plus ou moins dans ses propriétés.

L'analyse du caoutchouc, faite par M. Faraday, démontre que ce principe est composé de carbone 87,2 et hydrogène 12,8 = $C^4 H^7$. Cette formule le rapproche des carbures d'hydrogène.

Usages. Le caoutchouc, en raison de son élasticité, est employé avec avantage pour la confection des sondes, des bougies et des instrumens de chirurgie où l'on recherche une grande flexibilité; il sert aussi pour enlever les taches de crayon sur le papier. On emploie aujourd'hui avec avantage sa solution dans l'huile essentielle de térébenthine ou dans l'huile pyrogénée (caoutchoucine), qu'il produit lui-même à sa distillation, pour composer, en l'appliquant sur les étoffes de soie et autres, des tissus imperméables.

CHAPITRE IX.

Des principes colorans.

Les principes qui sont la cause de la coloration particulière et si variée que nous présentent un grand nombre de parties de végétaux sont si multipliés, que l'histoire de ces espèces formerait à elle seule une grande partie de la chimie organique; mais à l'exception de quelques-uns de ces principes, qui ont été parfaitement isolés et étudiés, toutes les propriétés des autres ne sont que peu ou point connues.

Ces principes, désignés encore sous le nom de *matières colorantes*, et que l'on doit ranger au nombre des *principes immédiats*, se rencontrent tout formés dans les végétaux qui les contiennent, et associés, soit entre eux, soit à

plusieurs des principes immédiats non colorés que nous avons fait connaître précédemment. Leur extraction varie suivant leurs propriétés.

Les seuls principes colorans du règne végétal qui aient été étudiés, sont le principe colorant de l'indigo (indigotine), celui du bois de campêche (hématine), celui de la racine de garance (alizarine), celui de l'orseille (orcine), le principe colorant du carthame (carthamine) et celui des feuilles en général (chlorophile).

Tous ces principes sont solides, doués d'une couleur particulière; quelques-uns sont cristallisables et volatils, ils sont plus ou moins altérables par l'action de la lumière et de l'air; quelques-uns sont solubles dans l'eau, d'autres dans l'alcool, d'autres enfin dans les acides ou les alcalis; toutefois la plupart éprouvent des changemens variables, soit par les acides, les oxides et les sels métalliques, changemens qui sont dus ou à leur décomposition ou à leur combinaison avec ceux-ci. Le chlore, l'iode et le brôme exercent sur tous une action remarquable, par leur affinité pour l'hydrogène, ils les altèrent plus ou moins promptement en les décomposant.

Parmi les composés que peuvent former les principes colorans, il y en a plusieurs qui sont employés dans les arts: ce sont ceux qui résultent de la combinaison de ces principes avec certains oxides métalliques. On donne à ces composés, qui sont pour la plupart insolubles, le nom de *laques*, et principalement à ceux qui ont pour base l'alumine. On les obtient en mêlant à la solution du principe colorant, de l'alun, et en y versant ensuite de la potasse ou de l'ammoniaque; l'alumine en se précipitant s'unit à celui-ci, et forme un composé coloré insoluble. Parmi les autres oxides, ceux qui ont le plus de tendance à se combiner avec les principes colorans, sont les oxides de plomb, d'étain et de fer.

La composition élémentaire de chaque principe colorant n'est pas connue, à l'exception de l'indigotine, qui contient de l'azote au nombre de ses élémens; les autres n'ont pas été analysés. Quelques-uns de ceux-ci ne paraissent formés que d'oxigène, d'hydrogène et de carbone en certaines proportions, à en juger par les produits qu'on obtient en les distillant à feu nu.

De l'indigo et de son principe colorant particulier (indigotine).

L'indigo, tel que l'offre le commerce, n'est point un principe colorant pur, il est mêlé à plusieurs principes étrangers dont on ne peut le débarrasser qu'en le traitant successivement par l'eau, l'alcool, et ensuite par l'acide hydrochlorique; ce principe colorant existe dans les feuilles d'un certain nombre de plantes indigènes aux Indes et au Mexique, du genre *indigofera* telles sont l'*indigofera; argentea*, l'*indigofera disperma*, l'*indigofera anil*, l'*indigofera tinctoria*, de la famille des légumineuses; d'autres plantes en contiennent aussi, mais en petite quantité, telles sont le *nerium tinctorum* et l'*isatis tinctoria* (pastel).

Dans l'Inde, après avoir recueilli, à l'époque de la maturité, les feuilles des espèces précitées, on les lave bien et on les plonge dans une cuve contenant de l'eau, en les maintenant sous une couche de ce liquide, à l'aide de planches et de poids; il s'établit bientôt une fermentation qui donne à la liqueur une couleur verdâtre irisée et une saveur acide; alors on la décante et on l'agite avec une certaine quantité d'hydrate de chaux délayé dans l'eau, qui détermine aussitôt la séparation d'un dépôt bleuâtre qu'on lave et qu'on sèche ensuite à l'abri de la lumière. C'est ce dépôt bleu plus ou moins foncé qui constitue l'indigo du commerce.

Suivant le mode d'extraction et les soins apportés à sa préparation, l'indigo varie dans quelques-unes de ses propriétés physiques; on en connaît trois sortes dans le commerce : 1° l'*indigo flore* ou *guatimala*, il est le plus pur et le plus léger; 2° l'*indigo cuivré*, ainsi nommé par l'aspect cuivré qu'il prend par le frottement; 3° l'*indigo de la Caroline*, le plus impur des trois.

L'indigo est généralement solide, d'une couleur bleue plus ou moins foncée, insipide, inodore, décomposé et volatilisé en partie par le feu, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau, un peu soluble dans l'alcool bouillant, soluble dans l'acide sulfurique concentré, décomposé à chaud par l'acide nitrique et transformé en une matière jaune amère et en un acide particulier. Mis en contact avec les alcalis et un corps avide d'oxigène, l'indigo est desoxidé en partie et transformé en une matière jaune soluble dans l'eau alcaline, qui, au contact de l'air, redevient bleue en absorbant l'oxigène de l'air. Ces propriétés démontrent que le principe colorant de l'indigo peut exister à deux états différens d'oxidation. M. Chevreul, qui a soumis à l'analyse l'indigo de première qualité, a reconnu que celui-ci renfermait 0,45 de principe colorant pur, et que les 0,55 autres parties étaient un mélange d'indigo désoxidé, d'ammoniaque, de matière verte et de gomme, de résine rouge, de carbonate de chaux, d'alumine, d'oxide de fer et de silice. Toutes ces substances, à l'exception de la dernière, peuvent être extraites successivement par l'eau, l'alcool et l'acide hydrochlorique.

Indigotine.

Ce nom a été donné au principe colorant pur de l'indigo. On peut l'obtenir en purifiant l'indigo du commerce comme nous l'avons dit, ou plus simplement en le chauffant doucement dans un creuset de platine recouvert de son

couvercle. L'indigotine, qui fait partie constituante de l'indigo, se volatilise, et vient s'attacher au couvercle sous forme de petites aiguilles bleues pourprées.

Propriétés. L'indigotine ainsi obtenue jouit au plus haut degré de toutes les propriétés qui caractérisent l'indigo d'où on la retire; elle se présente en petites aiguilles bleues très-foncées, ayant un aspect métallique. Elle est insipide, inodore; exposée à l'action de la chaleur, elle se sublime en partie, le reste se décompose à la manière des substances azotées; elle se comporte avec l'eau, l'alcool et l'acide sulfurique comme l'indigo même. La solution sulfurique d'indigotine, faite dans les proportions d'une partie d'indigotine et de neuf parties d'acide sulfurique, est connue dans le commerce sous le nom de *bleu en liqueur*. On la prépare ordinairement en chauffant au bain-marie l'indigo en poudre avec l'acide sulfurique concentré.

M. Berzélius, qui a examiné il y a quelques années cette solution d'indigotine dans l'acide sulfurique, la regarde comme une combinaison dans laquelle l'indigotine unie à l'acide sulfurique et à l'acide hyposulfurique formé constitue deux nouveaux acides qu'il a désignés l'un sous le nom d'acide *sulfo-indigotique*, l'autre sous celui d'acide *hyposulfo-indigotique*. Ces deux acides, qui sont bleus, s'unissent aux oxides pour donner naissance à des sels particuliers également colorés en beau bleu.

De toutes les propriétés de l'indigotine, la plus remarquable est sa désoxidation par les corps avides d'oxigène, tels que le protoxide de fer, la solution de sulfure d'arsenic dans la potasse, les hydrosulfates, etc. C'est dans l'emploi de ces moyens, qui rendent l'indigo réduit soluble dans l'eau à la faveur des alcalis, que l'art de la teinture a trouvé le procédé de fixer solidement l'indigotine sur les tissus de laine.

L'indigotine, d'après une nouvelle analyse de M. Dumas, est composée de : carbone, 72,34, hydrogène, 3,97, azote, 11,13, oxigène, 12,60. = C^{28} H^{15} Az^{8} O^{3}. L'indigotine réduite ou désoxigénée ne contiendrait que les $\frac{2}{3}$ de la proportion d'oxigène contenue dans l'indigotine bleue.

Acide indigotique. En traitant à chaud l'indigo ou l'indigotine par deux fois son poids d'acide nitrique d'une densité de 1,280, on le transforme en cet acide. A l'état de pureté, il se présente en aiguilles blanches peu solubles dans l'eau froide, composées, d'après M. Dumas, de C^{23} H^{15} Az^{3} O^{15}, d'où l'on voit que cet acide est de l'indigotine fortement oxigénée et renfermant cinq fois plus d'oxigène.

Acide carbazotique. Cet acide se produit en traitant l'indigo par huit à dix fois son poids d'acide nitrique; il se présente en cristaux jaunes brillans d'une saveur très-amère, ce qui lui a fait donner autrefois le nom d'*amer d'indigo*. On le produit aussi en traitant les matières azotées par l'acide nitrique. Il est composé, d'après M. Dumas, de C^{13} H^{6} Az^{6} O^{15}. Cet acide est peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'alcool et forme avec les oxides de la première section des sels cristallisables qui fusent et détonent sur les charbons ardens.

De l'hématine.

L'hématine est le principe colorant du bois de Campêche (*hœmatoxilon campechianum*); il a été découvert par M. Chevreul.

On l'obtient en faisant évaporer à siccité une infusion aqueuse de bois de Campêche, traitant le résidu par l'alcool à 36°, filtrant et concentrant la solution alcoolique jusqu'en consistance sirupeuse; si alors on ajoute une certaine quantité d'eau à ce résidu et qu'on l'évapore à une

douce chaleur, l'hématine cristallise et n'a plus besoin que d'être lavée avec un peu d'alcool et séchée.

Propriétés. L'hématine, à l'état de pureté, se présente en petites lames cristallines d'un blanc rosé; sa saveur est douce, astringente et un peu amère. Exposée à l'action de la chaleur, elle se décompose en fournissant au nombre des produits un peu d'ammoniaque; l'eau la dissout facilement en se colorant en rouge orangé à $+ 100^0$, et en prenant une couleur jaune par le refroidissement. Les acides saturés d'oxigène font tourner sa couleur au jaune et ensuite au rouge; les alcalis en petite quantité rendent rouge pourpre l'hématine et bleue violette lorsqu'ils sont en excès; enfin ils la rendent jaune brune en la décomposant.

Ce principe colorant fait partie constituante de toutes les couleurs que l'on prépare avec le bois de Campêche; les changemens qu'il éprouve en présence des acides et des oxides en font un réactif sensible pour reconnaître leur présence.

De l'alizarine.

MM. Robiquet et Colin ont donné ce nom au principe colorant qu'ils ont découvert dans la racine de garance (*rubia tinctorum*), racine très-employée dans les arts pour teindre en rouge sur coton.

Ce nom particulier est dérivé du mot *ali-zari*, usité d'abord dans le Levant, et ensuite dans le commerce pour désigner la racine de garance.

L'alizarine se retire en faisant macérer pendant dix minutes la racine de garance pulvérisée dans trois parties d'eau, passant avec expression le produit de la macération et l'abandonnant à lui-même dans un endroit frais. Au bout d'un certain temps, il est converti en un coagulum gélatineux rougeâtre qu'on soumet peu à peu à l'ac-

tion de la presse pour en expulser la plus grande partie de l'eau. Ce coagulum, formé par la matière colorante et une matière animale qui s'y trouve unie est ensuite soumis à une chaleur modérée, long-temps soutenue, dans un tube fermé par un bout; il s'en dégage une vapeur jaune qui se condense à la partie moyenne en longues aiguilles de couleur rougeâtre. (*Annales de chimie et de physique*, t. 34, p. 225.)

Propriétés. A l'état de pureté, l'alizarine est solide, cristallisée en petites aiguilles rouges; elle est inodore, insipide, ni acide ni alcaline; volatile en partie à une douce chaleur; peu ou point soluble dans l'eau, soluble en toute proportion dans l'alcool et l'éther, et formant avec ce dernier une solution d'un beau jaune d'or, due sans doute à l'état de division de ses molécules; la solution d'alun la dissout, elle en est précipitée par les alcalis, à l'état d'une belle laque rouge.

De l'orcine.

M. Robiquet, en examinant l'espèce de lichen nommée *variolaria orcina*, avec laquelle on prépare la matière colorante connue sous le nom d'*orseille*, reconnut que la cause de la coloration dans cette matière est due à la présence d'un principe particulier qui est blanc par lui-même, et devient d'un rouge violet à l'air par l'action des alcalis; il proposa, en conséquence, de le désigner sous le nom d'*orcine*. Ces résultats importans expliquent les phénomènes qui se passent pour la préparation de l'orseille en faisant fermenter, à l'état de pâte, avec de l'urine, les lichens qui produisent cette couleur.

Le procédé à l'aide duquel on sépare l'orcine est simple; il consiste à faire un extrait alcoolique du lichen indiqué, à le traiter par l'eau qui sépare une matière grasse colorée, et dissout une matière sucrée et amère, qui, après plusieurs

solutions et évaporations, se présente en cristaux blancs. Cette matière constitue l'orcine ou le principe qui, par sa modification, produit la couleur rouge de l'orseille.

Propriétés. L'orcine est blanche, inodore, d'une saveur sucrée; elle est inaltérable à l'air, neutre et cristallise aisément en aiguilles blanches. Exposée à la chaleur, elle se volatilise en grande partie sans altération; l'eau et l'alcool la dissolvent avec facilité. Traitée par l'acide nitrique, elle se colore d'abord en rouge de sang sans produire ensuite d'acide oxalique. Mise en contact à l'air avec l'ammoniaque, soit à l'état liquide, soit à l'état de gaz, elle se décompose et prend peu à peu une belle teinte rouge-violette en perdant sa saveur sucrée, d'où l'on voit que sa couleur n'est point formée dans le lichen, mais qu'elle résulte d'une modification qu'éprouve l'orcine, comme l'a constaté récemment M. Robiquet, sous l'influence de l'oxigène, de l'air, de l'eau et des élémens de l'ammoniaque. C'est à ce nouveau produit coloré, fixe, azoté, peu soluble dans l'eau, incristallisable, en un mot possédant des propriétés diamétralement opposées à son type original, que M. Robiquet a donné le nom d'*orcéine* (*Annales de chimie et de physique*, tome 58, page 320).

De la carthamine ou principe colorant du carthame.

Nous donnons ce nom au principe colorant rose des fleurs du carthame (*carthamus tinctorius*), qui a été isolé en 1804, pour la première fois, par M. Dufour, et examiné ensuite par M. Marchais.

On l'obtient en soumettant d'abord les fleurs de carthame renfermées dans un nouet de linge à l'action de l'eau qui en sépare un principe colorant jaune très-soluble. Si, lorsque ce dernier est tout-à-fait enlevé, on fait macérer le résidu avec une solution faible de carbonate de soude, celle-ci se colore peu à peu en jaune orangé et laisse pré-

cipiter, lorsqu'on vient à la saturer par un acide végétal, ou le jus de citron, la carthamine, qui, sous cet état, peut se combiner immédiatement avec les tissus de soie et de coton, et les teindre en rose plus ou moins foncé.

Propriétés. La carthamine est sous forme pulvérulente, d'un rouge très-foncé, et prend en se desséchant un aspect vert cuivré; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans les solutions alcalines, d'où les acides végétaux la précipitent sans altération. Les huiles fixes et volatiles n'ont aucune action sur elle; les acides minéraux la décomposent et la jaunissent sur-le-champ.

Ce principe colorant sert à former les couleurs roses tendres sur la soie et le coton; il entre aussi dans la composition du *rose végétal* dont on se sert pour colorer les joues : cette préparation cosmétique se fait en broyant une petite quantité de carthamine avec du talc réduit en poudre fine.

De la chlorophile, ou principe colorant des feuilles.

On a ainsi nommé la substance à laquelle les feuilles des arbres et des plantes herbacées doivent leur couleur particulière; l'examen des propriétés de cette substance a été l'objet des recherches de MM. Pelletier et Caventou.

On l'obtient à l'état de pureté en traitant à froid, par l'alcool déphlegmé, le marc bien exprimé et lavé de plusieurs plantes herbacées. La solution alcoolique, d'une belle couleur verte, fournit par son évaporation ménagée une substance d'apparence résineuse d'un vert foncé. Cette substance, mise en contact avec l'eau chaude, abandonne une matière brune soluble, et laisse à l'état de pureté le principe colorant vert.

Propriétés La chlorophile est solide à la température ordinaire, peu altérable à l'air, insoluble, inodore, d'une belle couleur verte foncée; elle est insipide; chauffée, elle

se ramollit sans se fondre, et se décompose à la manière des substances végétales. L'eau froide est sans action sur elle ; elle se dissout entièrement dans l'alcool, l'éther, et les huiles, ainsi qu'à froid dans l'acide sulfurique concentré. Les acides nitrique et hydrochlorique l'altèrent plus ou moins promptement en la rendant jaune ; les solutions alcalines la dissolvent sans l'altérer ; le chlore et l'iode la détruisent avec rapidité.

Ce principe colorant est sans usages. Le rôle qu'il joue dans la végétation nous a engagé à en faire ici la mention.

Quant aux autres principes colorans qui existent dans beaucoup de substances végétales, comme ils n'ont été que peu ou point examinés, et qu'ils n'ont pas d'ailleurs été obtenus à l'état de pureté, nous les passerons sous silence.

De la fixation des matières colorantes sur les tissus, ou principes généraux de la teinture.

On donne le nom de *teinture* à l'art qui a pour objet de fixer sur les fils ou les tissus les matières colorantes simples ou composées.

Cette opération ne s'exécute que sur des fils ou tissus parfaitement blancs et privés de toute matière étrangère : par conséquent, on doit faire précéder celle-ci du blanchîment, qui consiste à débarrasser le corps qu'on veut teindre des matières qui peuvent s'y trouver. Les procédés de blanchîment varient suivant la nature des corps ; c'est ainsi que les fils de lin, de chanvre, de coton ou leurs tissus, sont blanchis par des immersions alternatives dans des solutions de chlorure de chaux, d'acides et d'alcalis ; pour les fils de laine et de soie, on débarrasse les premiers d'une espèce de matière grasse savonneuse qu'ils contiennent naturellement, en les lavant dans de l'eau mêlée

d'urine putréfiée. Cette opération porte le nom de *dénuintage*, les seconds sont soumis à l'opération du *décreusage*, qui se pratique en tenant la soie écrue dans une solution presque bouillante de savon pour lui enlever la matière gommeuse et grasse qui s'y trouve. Quant au blanchîment de ces deux dernières, on ne pourrait l'opérer par le chlore ni les chlorures d'oxides qui les altéreraient, mais on y procède en les exposant à l'action du gaz acide sulfureux.

Les matières colorantes, dissoutes dans l'eau ou dans celle-ci à la faveur d'un autre corps, peuvent s'unir avec les tissus, soit directement, soit à l'aide d'un corps intermédiaire. Dans le premier cas, l'affinité du principe colorant pour le tissu détermine la combinaison avec le tissu; dans le second, il faut préalablement le combiner à un corps qui lui communique cette affinité : c'est aux composés chimiques qui jouissent de cette propriété qu'on donne le nom de *mordans*. Les plus employés à cet usage sont l'alun, le deutochlorure d'étain, l'acétate d'alumine. On les unit aux tissus qu'on veut teindre en faisant chauffer ceux-ci avec la solution de ces différens mordans, les lavant ensuite et les mettant à une température égale et soutenue pendant plusieurs heures, dans les solutions des matières colorantes. Deux principes colorans du règne végétal peuvent s'unir directement avec les tissus; ce sont l'*indigotine* et la *carthamine*. Le premier peut être fixé sur les tissus, ou en les plongeant dans sa solution sulfurique étendue, ou en le rendant soluble dans l'eau après l'avoir désoxigéné, et mettant les tissus dans cette solution et les exposant à l'air; le second, en précipitant par un acide sa solution alcaline dans laquelle on a placé les tissus à teindre.

Les substances végétales les plus employées sont l'indigo et le campêche pour teindre en bleu, le carthame pour

teindre en rose; la gaude, le quercitron, pour les couleurs jaunes; la garance, le bois de Brésil pour les couleurs rouges, etc., etc. Quant aux couleurs composées, elles résultent de la combinaison en différentes proportions des couleurs simples ou de leur mélange : toutefois, la couleur noire se forme en plongeant dans une solution d'acétate ou de sulfate de fer les tissus imprégnés d'une certaine quantité du principe astringent de la noix de galle ou des écorces de sumac et de chêne. C'est même en dégradant cette teinte noire qu'on obtient les différentes teintes du gris violet au gris plus clair.

CHAPITRE X.

Substances végéto-animales.

Nous avons rangé dans ce chapitre des substances qui, quoique d'origine végétale, présentent la même composition que les matières animales, c'est-à-dire qui admettent une grande quantité d'azote au nombre de leurs élémens.

Il n'y en a qu'un petit nombre qui aient été étudiées, savoir : l'*albumine*, le *ferment*, le *gluten* et l'*osmazôme*. L'on rencontre encore dans les végétaux d'autres substances azotées, mais qui sont moins caractérisées que celles-ci. Parmi les quatre que nous avons relatées, il n'y en a qu'une (le gluten) que l'on ne peut regarder comme un principe immédiat, puisqu'il résulte du mélange de deux principes qui ont été isolés il y a quelques années.

Les substances végéto-animales donnent à la distillation les mêmes produits que les matières animales proprement

dites; aussi se distinguent-elles facilement des substances végétales par le sous-carbonate d'ammoniaque et l'huile empyreumatique qu'elles fournissent en les distillant; elles se comportent aussi de la même manière à l'égard des agens chimiques simples ou composés.

De l'albumine végétale.

L'albumine, qui est un principe immédiat des substances animales, se rencontre parfois dans le règne végétal; elle existe dans le suc de beaucoup de plantes, dans les semences émulsives et farineuses, dans un grand nombre de racines: sa présence peut-être facilement reconnue à la propriété que possèdent soit les sucs de ces plantes, soit les macérations de ces parties de végétaux, de se troubler par la chaleur et de se coaguler en flocons insolubles; d'être précipités par les acides minéraux, par la solution de deuto-chlorure de mercure, et par l'acétate de plomb.

C'est à la présence d'une grande quantité d'albumine que certaines semences huileuses jouissent de la propriété, lorsqu'elles ont été pilées et broyées avec de l'eau, de former un liquide blanc, laiteux, désigné vulgairement sous le nom d'*émulsion*. Ce liquide, analogue au lait des animaux par son aspect, résulte de la suspension de l'huile dans la solution d'albumine que contenaient les semences; aussi, par le repos, l'huile se sépare peu à peu, et nage à la surface sous la forme d'un liquide épais, opaque, analogue à la crème du lait, tandis que l'eau chargée d'albumine se trouve au-dessous de celle-ci. C'est sans doute à cette propriété qu'il faut attribuer le nom impropre de *lait d'amandes* donné au liquide obtenu en exprimant les amandes pilées avec de l'eau.

Cette matière végéto-animale contenue dans les amandes a été regardée par quelques chimistes comme analogue au caséum du lait; mais les expériences de MM. Payen et

Henri fils prouvent qu'elle a plus de rapport avec l'albumine qu'avec le caséum.

Du ferment.

On a donné le nom de *ferment* à une matière végéto-animale qui a encore été peu caractérisée, et qui jouit de la propriété de déterminer la décomposition du sucre et sa conversion en alcool. Cette matière doit-elle être considérée comme particulière, ou bien n'est-elle qu'une modification qu'ont éprouvée certaines matières animales? cette dernière hypothèse paraît là plus vraisemblable, car, d'après M. Colin, plusieurs matières animales, dans un certain état de décomposition, agissent comme le ferment sur le sucre. M. Berzélius regarde le ferment comme une altération du gluten et de l'albumine végétale, altération qui s'est opérée au contact de l'air et que la fermentation favorise.

Quoi qu'il en soit de la nature du ferment ou de la matière qui en fait fonction, l'on sait que, dans toutes les parties des végétaux où il existe une matière sucrée, il se trouve aussi une matière qui est susceptible de se transformer en ferment au contact de l'air et de décomposer le sucre.

C'est à cette matière végéto-animale, qui se sépare lors de la fermentation des liquides sucrés, et à laquelle on a reconnu la propriété remarquable d'exciter de nouveau la fermentation, que les chimistes ont donné le nom de *ferment*. On désigne ce ferment sous le nom de *levure de bière*, lorsqu'il a été recueilli, pour les besoins du commerce, de la fermentation du moût de bière qui en fournit une grande quantité.

Le ferment présente les propriétés suivantes: il est insoluble, d'un blanc grisâtre, uni le plus ordinairement à une certaine quantité d'eau avec laquelle il forme une pâte

ferme et cassante. Abandonné sous ce dernier état, il se putréfie facilement en quelques jours à une température de + 15° à + 20°. Exposé à une chaleur modérée dans une étuve, il se dessèche et peut se conserver long-temps sans perdre sa propriété fermentescible. L'eau et l'alcool sont sans action sur lui; mais l'eau bouillante le rend impropre à la fermentation, probablement en modifiant son état physique. Délayé à l'état de pâte avec une solution faible de sucre, il ne tarde pas à réagir sur les élémens du sucre à une température de + 20°, d'où résulte de l'acide carbonique qui se dégage, et de l'alcool qu'on trouve en solution dans l'eau.

Le ferment, sous le nom de *levure de bière*, est employé dans les grandes villes pour faire lever le pain et déterminer la fermentation des liqueurs sucrées qu'on veut transformer en alcool.

De l'osmazôme.

On trouve, dans certaines parties des végétaux, une matière jaune brunâtre, incristallisable, d'une odeur et d'une saveur analogue à celle du jus de viande ou de bouillon, et qui jouit de toutes les propriétés chimiques qui caractérisent ce principe des substances animales désigné sous le nom d'*osmazôme*.

Cette matière, que nous appellerons *osmazôme végétale* en raison de son origine, a été rencontrée par Vauquelin et M. Braconnot dans plusieurs espèces de champignons comestibles et autres. Nous l'avons également trouvée avec M. Chevallier, dans les feuilles et tiges du *chenopodium olidum*. Elle présente les propriétés suivantes : odeur de jus de viande, saveur analogue à celle du bouillon, couleur jaune brunâtre, consistance sirupeuse; l'eau et l'alcool faible la dissolvent. Sa solution aqueuse n'est point précipitée par les acides ni les alcalis; l'infusion de noix

de galle y produit un précipité floconneux jaunâtre ; le protonitrate de mercure et l'acétate de plomb y occasionent des précipités abondans.

Du gluten.

Le nom de *gluten* a été donné à une matière végéto-animale qui existe dans la plupart des graines céréales et qui se trouve surtout mêlée à l'amidon, à du sucre, de la gomme et à une certaine quantité d'albumine dans la farine de froment.

Cette matière, découverte par Beccaria, a été regardée pendant long-temps comme un principe immédiat azoté des végétaux ; mais M. Taddei a démontré qu'elle était composée au moins de deux substances, savoir : une substance qui se dissout à froid dans l'alcool, et qu'il a nommée *gliadine*, et l'autre, insoluble, désignée sous le nom de *zimome*. Indépendamment de ces deux principes, il existerait dans le gluten, suivant M. Chevreul, une quantité notable d'huile.

Le gluten s'extrait en malaxant dans les mains, sous un filet d'eau, un morceau de pâte faite avec la farine de froment, jusqu'à ce que l'eau, qui est d'abord laiteuse et trouble par l'amidon qu'elle entraîne dans sa chute, soit claire et transparente; il reste alors dans les mains une matière molle, grisâtre, d'une odeur fade, très-élastique et susceptible de s'étendre comme une membrane. C'est à ce produit obtenu mécaniquement du lavage de la pâte qu'on donne le nom de *gluten*.

Le gluten ainsi extrait, exposé à une douce chaleur, perd son eau, se dessèche, diminue de volume et se transforme en une matière dure, transparente et cassante comme de la corne; à une chaleur plus forte, il se boursoufle, noircit et se décompose comme une matière animale. Il est insoluble dans l'eau froide, perd sa flexibilité dans l'eau

bouillante ; il est soluble dans les alcalis caustiques et dans l'acide acétique ; mis en macération avec l'alcool, il se sépare en ses deux principes, savoir, en *gliadine* qui se dissout, et en *zimome* qui reste insoluble. M. Berzélius regarde le premier principe comme du *gluten pur* et le second comme de l'*albumine végétale*.

La *gliadine* obtenue par évaporation de l'alcool, est solide, de couleur jaune paille, en plaques minces légèrement transparentes et cassantes; son odeur est un peu analogue à celle des rayons de miel. Elle se boursoufle au feu et se contracte à la manière des substances animales; l'eau est sans action sur elle ; l'alcool la dissout et la laisse précipiter par l'eau ; l'éther sulfurique n'en opère point la solution.

Le *zimome*, qui forme environ le tiers du gluten frais, est en petits morceaux amorphes, incohérens, d'un blanc cendré ; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide acétique. Projeté sur les charbons ardens, il se boursoufle, noircit en répandant l'odeur de la corne brûlée. Mis en contact avec une solution de sucre, il agit peu à peu comme le ferment, ce qui lui a fait donner le nom qu'il porte et qui est tiré de ζυμη (levain).

Le gluten, qui présente la réunion de ces deux principes, n'est que peu employé par lui-même ; il fait partie constituante des farines de froment, de seigle et d'orge ; c'est à sa présence en plus grande proportion dans la première de ces farines qu'il faut attribuer la propriété qu'a celle-ci de former avec l'eau une pâte plus ferme, plus consistante et surtout plus extensible, et par suite de donner, après la fermentation et la cuisson, un pain plus léger que celui préparé avec les autres farines. Sa proportion, terme moyen, est de 0,10 dans la farine de froment; de 0,03 dans la farine d'orge, selon Proust, et de 0,05 dans la farine de seigle.

CHAPITRE XI.

De la fermentation et de ses différens produits.

On désigne sous le nom de *fermentation* une opération dans laquelle il s'exerce, sous certaines conditions, entre les élémens des principes organisés, une réaction qui donne naissance à des produits nouveaux liquides ou gazeux.

Suivant les résultats, on en distingue trois sortes : 1° la *fermentation alcoolique* ; 2° la *fermentation acétique* ; 3° la *fermentation putride*. Dans la première, il se forme de l'alcool ; dans la deuxième, de l'acide acétique ; et dans la troisième, des produits très-variables et plus ou moins fétides.

De la fermentation alcoolique ou spiritueuse.

Cette fermentation particulière résulte de la décomposition du sucre en présence du ferment, ou d'une matière qui en fasse fonction : les produits formés sont de l'acide carbonique et de l'alcool.

On peut apprécier ces résultats en dissolvant le sucre dans quatre fois son poids d'eau, ajoutant à la solution une petite quantité de ferment frais, et exposant ce mélange dans un flacon muni d'un tube recourbé à une température de $+ 15^0$ à $+ 25^0$. Sous ces conditions, la fermentation ne tarde pas à s'établir, la liqueur se trouble, s'échauffe peu à peu, et il s'en dégage une infinité de petites bulles qui montent à la surface en entraînant des molécules de ferment, et produisent une écume plus ou moins épaisse. Pendant tout le temps de cette réaction, on re-

cueille dans des flacons une grande quantité de gaz acide carbonique; si, lorsque le mouvement tumultueux qui s'était opéré est apaisé, on examine la liqueur, on reconnaît qu'elle a perdu sa saveur sucrée et qu'elle a acquis une odeur particulière vineuse, et une saveur plus ou moins forte et chaude. En soumettant alors cette liqueur fermentée à la distillation, on en retire un liquide volatil, inflammable, jouissant de toutes les propriétés de l'alcool faible, et le résidu de la fermentation consiste dans une certaine quantité de ferment mélangée à la portion qui a été décomposée pendant l'opération. La quantité de ferment décomposé est très-petite dans cette opération, car cent parties de sucre n'exigent, pour leur fermentation complète, que deux parties et demie de ferment humide.

Dans cette opération, si l'on mesure exactement, comme l'ont fait Lavoisier et M. Thénard, la quantité de gaz acide carbonique formé et celle de l'alcool produit, on arrive à cette conséquence que leur somme représente sensiblement le poids du sucre qui a été mis en fermentation, d'où l'on conclut que c'est précisément aux dépens des élémens du sucre que ces deux produits sont formés. Mais quel rôle joue le ferment dans cette opération, c'est ce qui n'est pas encore clairement établi. On pense avec raison que, par son affinité pour l'oxigène, le ferment enlève un peu de ce principe à chaque molécule de sucre par une partie de son hydrogène et de son carbone, et que l'équilibre entre les principes constituans du sucre étant rompu, ceux-ci réagissent les uns sur les autres, de manière qu'une partie de l'oxigène du sucre se porte sur une partie de son propre carbone, d'où résulte de l'acide carbonique qui se dégage, et que la portion d'oxigène qui reste forme de l'alcool avec l'autre partie du carbone et tout l'hydrogène. Quant au ferment décomposé, il se dépose sous forme de flocons

blanc; mais il ne contient plus alors d'azote au nombre de ses élémens, et comme on ne le retrouve dans aucun produit, on ignore encore ce qu'il devient. Peut-être se forme-t-il de l'ammoniaque, ou un sel à base de cet alcali. C'est ce qu'il serait utile de vérifier pour résoudre complétement la question.

En faisant abstraction des produits étrangers fournis par le ferment, on arrive à ce résultat de l'expérience que cent parties de sucre fournissent, par la fermentation, 51,455 d'alcool pur, et 48,545 d'acide carbonique.

Or, en établissant la composition en volume des élémens du sucre et de l'alcool telle que l'expérience l'a donnée, on se rend compte facilement de cette transformation du sucre en alcool, comme l'a indiqué M. Gay-Lussac.

Composition du sucre en volumes.	*Composition de l'alcool en volumes.*
3 vol. vapeur de carbone.	2 vol. de vapeur de carbone.
3 vol. d'hydrogène.	3 vol. d'hydrogène.
1 1/2 vol. d'oxigène.	1/2 vol. d'oxigène.

D'où l'on voit que l'alcool ne diffère du sucre que par ce qu'il contient en moins un volume de vapeur de carbone et un volume d'oxigène, rapport qui est exactement celui où ces deux corps se combinent pour former l'acide carbonique, et qu'en conséquence l'alcool est du sucre moins une certaine quantité de carbone et d'oxigène.

Les phénomènes que nous venons de décrire se produisent dans toutes les liqueurs sucrées qui entrent en fermentation au contact de l'air; mais on conçoit que les résultats sont différens suivant la quantité de sucre qu'elles contiennent, et que la proportion d'alcool formé doit être en rapport avec celle du sucre qui existait dans la liqueur.

On donne le nom de *liqueurs fermentées* à tous les liquides sucrés où il s'est produit de l'alcool par la fermen-

tation. Plusieurs de ces produits fermentés sont fort employés ; tels sont le *vin*, le *cidre*, la *bière*.

Le premier s'obtient par la fermentation du jus du raisin. Après avoir écrasé les raisins bien mûrs pour mettre en contact le sucre contenu dans les alvéoles du parenchyme avec le ferment qui est renfermé dans l'épaisseur des cloisons de ce parenchyme, on abandonne le liquide à lui-même ; la fermentation s'établit en quelques jours à une température de + 15° à + 30°, la liqueur s'échauffe et laisse dégager en abondance du gaz acide carbonique qui soulève une partie du dépôt en une masse hémisphérique qui porte le nom de *chapeau*. Peu à peu l'effervescence diminue, le *chapeau* s'affaisse, et la liqueur s'éclaircit. On reconnaît alors, au bout de douze jours, que la liqueur a pris une saveur forte et vineuse, et qu'elle est transformée en vin qu'on soutire dans des tonneaux.

Ainsi obtenu, le vin éprouve encore une légère fermentation qui le sépare d'une petite quantité de ferment décomposé qui s'en précipite avec une portion de matière colorante, du tartre, et constitue la lie qu'on trouve au fond des tonneaux.

Tel est le procédé, à quelques modifications près, d'après lequel on obtient généralement les vins.

Les vins sont blancs ou rouges ; ils ne diffèrent alors que par la matière colorante qui se trouve en plus dans ces derniers. Les premiers s'obtiennent par la fermentation des raisins blancs, ou par celle du jus des raisins noirs séparé de son marc ; les seconds, en faisant fermenter avec leur pellicule les raisins noirs écrasés.

Quant aux vins mousseux, on les obtient en mettant en bouteilles le vin avant que la fermentation soit entièrement achevée ; alors l'acide carbonique qui se produit ne pouvant pas se dégager reste dissous dans le vase par la résistance qu'oppose le bouchon, et lui donne la propriété de

mousser fortement quand on le met en contact à l'air. C'est sur ce principe qu'est fondée la fabrication du *vin de Champagne mousseux*.

Tous les vins sont formés de proportions variables d'eau, d'alcool, d'une petite quantité d'acide acétique, de bi-tartrate de potasse, de tartrate de chaux, d'une matière mucilagineuse extractive, de sulfate de potasse et d'une petite quantité de chlorure de potassium; ceux qui sont colorés contiennent une matière colorante particulière. Dans quelques-uns seulement, on trouve encore une certaine quantité de sucre non décomposé; tels sont certains vins du Midi et la plupart des vins d'Espagne.

La force et les qualités enivrantes du vin sont dues à l'alcool qu'il contient: la quantité peut être estimée exactement par la distillation.

Le meilleur moyen de reconnaître la proportion d'alcool contenue dans un vin est d'en distiller une portion, de noter le volume d'alcool faible obtenu, et de déterminer, à l'aide de l'aréomètre, son degré, afin de calculer la quantité d'alcool absolu qu'il représente. M. Descroizilles a imaginé, pour ces essais, un petit alambic en étain fort commode, et depuis, M. Gay-Lussac a apporté à ce procédé des modifications qui rendent l'exécution de cette opération plus facile et plus exacte, en y joignant un alcoomètre centésimal.

Cet appareil (*voy.* planche VI, fig. 5 et 6) se compose: *a*° d'un cylindre creux en tôle ouvert latéralement et faisant l'office d'un fourneau; *c*° d'une lampe à alcool qu'on place dans le tuyau par l'ouverture latérale; *b*° d'une petite cucurbite en fer-blanc surmontée d'un chapiteau conique ouvert à sa partie supérieure; *c*° d'un réfrigérant qui vient s'ajuster à l'ouverture de la cucurbite par un tuyau latéral; *f*° d'une éprouvette divisée en centimètres cubes, dans laquelle vient se rendre le produit distillé,

Après avoir placé la cucurbite sur le fourneau, on mesure une certaine quantité de vin, et on la fait communiquer avec le réfrigérant, comme la fig. 6 le représente. Le réfrigérant étant rempli d'eau froide, on chauffe avec la lampe à esprit de vin, et en peu de temps l'ébullition du vin a lieu; la distillation s'opère alors en moins de quinze à vingt minutes sur un vin ordinaire, et lorsque le produit distillé est égal au tiers du vin employé, on arrête la distillation, c'est-à-dire, que si on a expérimenté sur 150 cent. cubes de vin, on retire 50 parties par la distillation. En prenant le degré du produit distillé avec un alcoomètre, on estime rigoureusement la quantité d'alcool que contenait le vin.

Ainsi en supposant, comme nous l'avons dit ci-dessus, qu'on ait opéré sur 150 cent. cubes de vin, et qu'on ait retiré par la distillation 50 cent. cubes marquant $\frac{36}{100}$ à l'alcoomètre, on en conclura que les 50 cent. contiennent $\frac{18}{100}$ d'alcool absolu, qui ont été retirés de 150 parties de vin, ou que celui-ci renfermait exactement $\frac{12}{100}$ d'alcool, comme l'indique la proportion suivante 150 : 18 : : 100 : 12.

Ces résultats ne seraient exacts qu'autant qu'on opérerait à une température de + 12 $\frac{1}{2}$° Réaumur; dans le cas contraire, il faudrait faire les corrections convenables, d'après les tables qui sont annexées à la description de l'alcoomètre centésimal de M. Gay-Lussac.

Le procédé que nous venons d'exposer est non-seulement applicable à la détermination de la quantité d'alcool de tous les vins, mais encore de celle contenue dans toutes les liqueurs fermentées.

Si la proportion plus ou moins grande d'alcool dans un vin influe sur sa force, elle n'est pas toujours une indication certaine de toutes ses qualités. Une de celles-ci dépend surtout d'un principe particulier qui, étant la cause de son odeur et de sa saveur particulières, en forme ce

qu'on appelle vulgairement son *bouquet*. On pense avec raison que cet arome que le palais seul peut apprécier, réside dans un principe volatil analogue aux huiles essentielles.

Un grand nombre de circonstances font varier les qualités des vins, savoir : l'espèce de raisin employée à sa fabrication ; la nature du sol sur lequel la végétation a eu lieu ; le climat ; l'état des saisons ; l'époque de la récolte, et la manière de faire fermenter les raisins.

Nous joignons ici une table des quantités différentes d'alcool que contiennent, terme moyen, quelques vins français et étrangers, et autres liqueurs fermentées. Elle a été extraite du tableau qui a été donné par M. Brande.

ESPÈCES DE VINS.	Quantité d'alcool pour cent de vin en volumes.	ESPÈCES DE VINS.	Quantité d'alcool pour cent de vin en volumes.
Vin de Lissa	26,47	Vin de Côte-Rôtie	12,32
— d'Oporto	22,85	— de Tokay	9,88
— de Madère	22,25	— de Mâcon	10,05
— de Xérès	19,17	— de sureau	8,79
— de Malaga	18,19	Cidre, première qualité	9,87
— de Roussillon	19,00	— deuxième qualité	5,21
— de Bordeaux	15,10	Bière forte	6,80
— de Bourgogne	14,57	Porter	4,20
— du Rhin	12,08	Petite bière	1,28
— de Champagne	12,61		

Cidre. Cette liqueur s'obtient par la fermentation lente du jus des pommes sauvages et acerbes ; elle est formée d'une grande quantité d'eau, d'une petite quantité d'alcool dont la proportion varie de 5 à 9 pour cent, d'un mucilage et d'acide malique. Cette liqueur fermentée est de peu de durée ; elle s'aigrit facilement. Le *poiré* se prépare de la même manière avec des poires aigres et âpres.

Bière. Cette liqueur fermentée dont la connaissance est très-ancienne, résulte de la fermentation de l'orge ou de toutes autres graines céréales; mais elle se fait le plus ordinairement avec les premières. La proportion de matière sucrée contenue naturellement dans l'orge étant très-petite, on la fait d'abord germer pour en développer une plus grande quantité en la faisant gonfler dans l'eau et l'étendant ensuite sur des planches en couches de 8 à 10 pouces de hauteur. La germination a lieu en quelques jours; on l'arrête aussitôt en séchant promptement les grains dans un four désigné sous le nom de *touraille*, pour les détacher des germes. On donne le nom de *drèche* ou *malt*, à l'orge ainsi germée, séchée et touraillée. Après l'avoir moulue grossièrement, on la brasse dans de l'eau à + 60°, qui dissout avec la matière sucrée formée tous les principes solubles de l'orge. Cette solution étant suffisamment concentrée, on la fait passer encore chaude sur des planchers contenant du houblon; elle se charge du principe amer de ces fleurs et se rend de là dans une cuve très-large et peu profonde, où, mise en contact avec une petite quantité de levure, elle ne tarde pas à entrer en vive fermentation. Lorsque celle-ci est apaisée, on met la bière dans de petits tonneaux rangés les uns à côté des autres, où elle éprouve encore une dernière fermentation pendant laquelle il se sépare par la bonde une écume formée pour la plus grande partie de levure de bière.

Toutes les matières végétales renfermant du sucre fermentescible, tels que le jus de beaucoup de fruits sucrés, le suc de certaines parties de végétaux, sont susceptibles, lorsqu'on les met dans les conditions propres à la fermentation, de former des liqueurs plus ou moins vineuses, desquelles on peut retirer ensuite de l'alcool par la distillation.

De l'alcool.

Comme nous l'avons indiqué dans le paragraphe précédent, l'alcool, qui est un des produits de la fermentation du sucre, se rencontre dans toutes les liqueurs qui ont éprouvé cette sorte de fermentation, et peut, en raison de sa plus grande volatilité, être séparé en partie par la distillation de l'eau à laquelle il est uni : c'est sur ce principe qu'est fondée l'extraction de ce produit dans les arts.

Quoiqu'on puisse l'extraire de toutes les liqueurs fermentées, c'est du vin qu'on le retire plus ordinairement. A cet effet on le place dans la cucurbite d'un alambic et on le distille en le soumettant à l'action immédiate du feu, de manière à en retirer le quart ou le tiers. Le produit ainsi obtenu, est faible, il ne marque que 18 à 20 degrés à l'aréomètre, et est connu sous le nom d'eau-de-vie. Si on le soumet à une nouvelle distillation, les premières portions qui se dégagent sont plus chargées d'alcool, tandis que les dernières en renferment d'autant moins qu'elles sont obtenues plus tard; d'où l'on voit la possibilité de séparer, par la différence de volatilité, l'alcool de la plus grande partie de l'eau qu'il contient.

C'est à ce produit ainsi rectifié que l'on donne vulgairement le nom d'*esprit de vin*. Tel était le procédé qu'on exécutait autrefois pour obtenir, par des distillations successives, l'alcool de l'eau-de-vie; aujourd'hui, on en suit un autre plus économique, conçu d'abord par Édouard Adam, et qui permet de retirer en une seule distillation de l'alcool à différens degrés. Ce procédé, que nous exposons ici brièvement, consiste en une cucurbite semblable à celle d'un alambic ordinaire dans laquelle se trouve du vin, et qui communique par des tuyaux avec trois ou quatre récipiens en cuivre, comme une suite de flacons de Woulf. Les deux premiers récipiens sont en partie remplis de vin,

et les deux autres sont vides : toutefois, le dernier est en communication avec un serpentin entouré de vin. En faisant chauffer le vin qui est dans la cucurbite, la vapeur alcoolique qui s'en dégage se condense dans le premier vase, et échauffe le vin qui s'y trouve; par conséquent, l'alcool qui s'était condensé et celui qu'il contient se vaporisent, et viennent échauffer le vin du second vase. Celui-ci laisse bientôt échapper avec le sien les portions d'alcool qui s'y sont rendues; enfin, ces dernières, en passant dans les deux autres vases vides, mais maintenus à des températures déterminées, abandonnent plus ou moins de vapeurs aqueuses, de manière à laisser passer dans le réfrigérant de l'alcool plus ou moins concentré.

L'alcool ainsi préparé est livré au commerce sous différens degrés, suivant l'usage auquel il est employé. Son degré de concentration est ordinairement estimé à l'aide des aréomètres, ou plus exactement par l'alcoomètre centésimal, qui fait connaître sur-le-champ le rapport de l'alcool absolu en volume sur 100 parties. Tel qu'on le trouve dans le commerce, il contient de l'eau, dont on ne peut le séparer qu'en le distillant sur des substances qui en sont avides, et qui n'exercent aucune action sur les élémens de l'alcool, telles que la chaux, le carbonate de potasse ou le chlorure de calcium.

Dans les laboratoires, on pratique cette rectification en introduisant dans une cornue tubulée l'alcool avec un poids de chlorure de calcium égal au sien, et distillant au bout de vingt-quatre heures de digestion. Les premières portions obtenues sont de l'alcool pur; elles doivent être séparées des secondes qui contiennent encore un peu d'eau, dont on les prive par une nouvelle distillation sur du chlorure de calcium. Sa pureté est indiquée par sa densité, qui doit être de 0,793 à + 15°.

Propriétés. L'alcool anhydre, à l'état de pureté, est un

liquide transparent, incolore, d'une odeur forte et pénétrante. Sa saveur est chaude et brûlante; il est sans action sur le tournesol : sa densité est de 0,792 à 0,793. Exposé à une température de + 78,41, il entre en ébullition sous la pression de $0^{m},76$, et s'évapore entièrement sans éprouver d'altération; au contact de l'air, il se vaporise peu à peu et en attire l'humidité. Il est si combustible, qu'il s'enflamme à l'approche d'un corps en combustion, et brûle avec une flamme blanche sans laisser de résidu.

L'eau se mêle en toutes proportions à l'alcool, et produit un composé dont le volume est toujours moindre si l'alcool est concentré, mais qui se raréfie si l'alcool est étendu d'une grande quantité d'eau.

Ces composés variables d'eau et d'alcool ont des densités différentes, et constituent tous les alcools du commerce.

Parmi les corps simples non métalliques, il n'y en a qu'un petit nombre qui réagissent sur l'alcool; le soufre et le phosphore peuvent s'y dissoudre en petite quantité à chaud, et en sont précipités par l'eau; l'iode s'y dissout très-abondamment; mais le chlore, par son affinité pour l'hydrogène, le décompose en s'emparant d'une partie de son hydrogène pour former de l'acide hydrochlorique, et en formant avec une portion d'hydrogène et de carbone un composé huileux analogue à l'hydrocarbure de chlore : les autres combustibles non métalliques n'exercent point d'action sur lui.

Parmi les métaux, il n'y a que le potassium et le sodium qui absorbent peu à peu tout ou partie de son oxigène, et se transforment en protoxide.

Les oxides métalliques n'exercent aucune action sur l'alcool; il n'y en a que deux qui s'y dissolvent, ce sont les oxides de potassium et de sodium : les autres y sont insolubles.

Les acides présentent des résultats remarquables et variables : les uns s'y dissolvent sans le décomposer, d'autres agissent sur ses élémens et le transforment en nouveaux produits désignés sous le nom d'*éthers*.

Parmi les sels métalliques, il en existe plusieurs qui sont solubles dans l'alcool pur, ce sont tous les sels déliquescens. Lorsqu'il est étendu d'eau, il en dissout beaucoup de ceux sur lesquels il n'avait pas d'action dans le premier cas. Tous les sels à base d'alcalis végétaux sont généralement solubles dans ce liquide. Plusieurs principes immédiats jouissent aussi de cette propriété, comme nous l'avons relaté en décrivant leurs propriétés.

L'alcool, d'après M. Th. de Saussure, est composé de : 51,98 de carbone, 34,32 d'oxigène et de 13,70 d'hydrogène, ou, ce qui revient au même, en réduisant ces poids en volumes, la composition de ce liquide peut être représentée par un volume d'hydrogène deutocarboné et un volume de vapeur d'eau, ou en atomes $C^2 H^6 O^1 = H^4 C^2 + H^2 O^1$.

Action de l'alcool sur l'économie animale. Ce liquide, étendu d'eau et pris en petite quantité, stimule toutes les fonctions, principalement celles de l'estomac ; introduit en excès, il détermine l'ivresse et les accidens qui peuvent en résulter par l'excitation qu'il exerce sur le cerveau ; pur et concentré, il agit comme un poison en occasionant une vive inflammation de l'estomac et des intestins.

Usages. L'alcool a de nombreux usages, il sert d'excipient à une foule de médicamens, forme la base des teintures, des esprits aromatiques, des éthers. Il n'est jamais employé pur pour ces différentes opérations, mais à différens degrés indiqués par l'aréomètre. Dans les arts on en fait usage pour la préparation des vernis, des liqueurs de table ; étendu de son volume d'eau, il constitue l'eau-de-vie ou toutes les autres liqueurs simples, telles que le

rhum, le *taffia* et le *kirschewasser*. La première se prépare par la fermentation du suc de canne ; la seconde par celle de la mélasse ; la troisième par celle des cerises sauvages pilées et fermentées avec les noyaux. Ces différentes liqueurs contiennent des principes volatils appartenant aux substances desquelles elles ont été extraites, et qui sont la cause de la saveur et de l'odeur particulière qu'elles présentent. La couleur jaune plus ou moins foncée qui caractérise les eaux-de-vie de commerce, est formée naturellement ou artificiellement ; dans le premier cas, elle est due à la solution des matières extraites qui étaient contenues dans le bois composant les tonneaux ; dans le second, elle est produite par l'addition d'un peu de caramel ou de bois de Brésil.

Des éthers.

On a d'abord désigné sous le nom d'*éther* un produit très-volatil et inflammable, d'une odeur suave, résultant de l'action de l'acide sulfurique sur les élémens de l'alcool. Ce nom a été ensuite donné à des composés plus ou moins analogues par leur formation, mais qui en diffèrent, soit par leur composition, soit par leurs propriétés particulières. C'est pourquoi on les a divisés en trois sections ou genres.

Les éthers du premier genre sont formés d'hydrogène, de carbone et d'oxigène dans des proportions telles, qu'on peut les regarder comme résultant de l'union d'un volume d'hydrogène deutocarboné, et d'un demi-volume de vapeur d'eau. Ils ne diffèrent, par conséquent de l'alcool, que par un demi-volume en moins de vapeur d'eau. On en connaît trois qui sont identiques par leur composition, et qui sont connus depuis long-temps, d'après l'acide qui a servi à les obtenir, sous les noms d'*éther sulfurique*, d'*éther phosphorique* et d'*éther arsenique*. Considérant

l'uniformité de leur composition, on a proposé de les désigner sous le nom d'*éther hydratique*.

Dans le deuxième genre, on a placé les éthers qui proviennent de la réaction des hydracides sur l'alcool, et qui sont composés de volumes égaux d'hydrogène deutocarboné, et de l'acide employé à les préparer : tels sont les éthers *hydrochlorique, hydrobrômique* et *hydriodique*.

Enfin, dans le troisième genre, se trouvent ceux qui sont formés d'un acide oxigéné et des élémens de l'alcool, moins une certaine quantité d'oxigène et d'hydrogène, ou plus exactement comme des composés d'acide et d'éther hydratique ou du premier genre : tels sont les éthers nitreux, acétique, oxalique, benzoïque, tartrique, etc.

Éther sulfurique.

Cet éther, le plus anciennement connu et le plus employé en médecine, s'obtient par le procédé suivant. On introduit dans une cornue de verre tubulée un mélange fait d'avance de parties égales en poids d'alcool à 36° et d'acide sulfurique concentré. Après l'avoir disposée sur un triangle de fer dans un fourneau, on la fait communiquer, par le moyen d'une alonge, avec un ballon placé dans une terrine pleine d'eau, et portant à sa tubulure un long tube effilé. Lorsque toutes les jointures de l'appareil sont lutées, on fait peu à peu du feu sous la cornue, de manière à entretenir une légère ébullition; alors l'acide sulfurique réagit sur les élémens de l'alcool, d'où résulte de l'éther qui vient se condenser dans le ballon avec une petite quantité d'alcool échappée à la réaction. On continue d'entretenir l'ébullition jusqu'à ce qu'on ait retiré environ, en produit distillé, les $\frac{2}{3}$ de l'alcool employé. A cette époque on retire le liquide distillé, car alors les réactions sont différentes; on aperçoit des vapeurs blanches qui s'élèvent,

et qui sont formées d'acide sulfureux et d'une huile particulière qui altéreraient le premier produit.

En disposant à la tubulure de la cornue un tube en S dont la branche inférieure effilée plonge jusqu'aux deux tiers de la hauteur du liquide, on peut entretenir dans la cornue un écoulement d'alcool qui remplace peu à peu celui qui a été décomposé, et retarder l'apparition des derniers produits. La quantité d'alcool qu'on ajoute ainsi, doit être égale à celle qu'on a fait entrer dans le mélange primitif.

Quelque soin que l'on prenne, il est inévitable que l'éther obtenu ne contienne un peu d'huile douce et d'acide sulfureux, aussi doit-on l'en séparer exactement. Cette purification se pratique en agitant dans un flacon l'éther avec une solution concentrée de potasse caustique qui absorbe tout l'acide sulfureux et une partie de l'huile qui s'y trouve. Pour l'usage médical, on se contente de le distiller de nouveau à une douce chaleur dans un appareil semblable au premier; mais pour les expériences de chimie, où il est nécessaire de l'avoir dépourvu d'alcool, on l'agite après l'action de la potasse avec un poids d'eau égal au sien. L'alcool est dissous par l'eau, tandis que l'éther pur surnage l'eau alcoolisée; mais comme il pourrait retenir une petite quantité d'eau, on le distille à une douce chaleur sur des fragmens de chlorure de calcium fondu.

Pendant long-temps les phénomènes qui se produisent dans la formation de l'éther ont été inconnus. Ce n'est qu'en 1797 que Fourcroy et Vauquelin établirent les premières bases d'une théorie qui a été ensuite confirmée et combattue dans plusieurs points.

Les expériences les plus récentes et les plus en rapport avec la composition élémentaire des produits qu'on obtient aux différentes époques de cette opération, tendent à

faire admettre, 1° que dans la réaction de l'alcool sur l'acide sulfurique, ce dernier, par son affinité pour l'eau, détermine une portion d'oxigène et d'hydrogène de l'alcool à s'unir, et qu'il en résulte alors de l'éther; 2° que celui-ci se combine à l'acide sulfurique, et forme un composé (sulfate acide d'éther) qui se détruit par la chaleur, d'où résulte une partie d'éther qui se volatilise sans altération; 3° qu'à une certaine époque, le bi-sulfate d'éther qui reste dans la cornue est décomposé; l'excès d'acide sulfurique qu'il contient réagit sur l'éther, lui enlève tout son oxigène et une portion corespondante d'hydrogène pour former de l'eau; qu'alors le carbone et l'hydrogène restant, qui se trouvent dans les proportions où ils existent dans l'hydrogène deuto-carboné, forment avec l'acide sulfurique un composé huileux (*sulfate neutre d'hydrogène carboné*); 4° que ce composé distille en partie et se mêle à l'éther produit; mais que, par suite de l'élévation de la température qui va en croissant, il se décompose en fournissant de l'acide sulfureux, une huile particulière composée d'hydrogène et de carbone, de l'hydrogène deuto-carboné, et un dépôt de charbon qui colore en noir le résidu contenu dans la cornue.

Telle est l'explication raisonnée que l'on peut donner des différentes phases de l'éthérification, d'après les faits observés par MM. Hennel et Sérullas. On avait admis autrefois qu'il se formait pendant la production de l'éther un acide qu'on a désigné sous le nom d'acide *sulfovinique*, et qui a été regardé d'abord comme de l'acide sulfurique désoxigéné en partie uni à une matière huileuse, et ensuite comme de l'acide hyposulfurique modifié par une matière organique. Sérullas a démontré que toutes les propriétés reconnues à cet acide, sont dues à ce composé d'acide sulfurique et des élémens de l'éther (sulfate acide d'éther), qui se produit et qui forme, en s'unissant aux oxides, des

sels doubles solubles que l'on peut regarder avec raison comme des sulfates d'éther et d'oxides métalliques. (*Voy.* Annales de chimie et de physique, t. XXXIX, p. 152.) Toutefois, ces sels sont encore désignés aujourd'hui sous le nom de *sulfovinates*. Quelques chimistes les regardent comme des sulfates doubles à base d'alcool, d'autres comme des sulfates doubles hydratés à base d'hydrogène bi-carboné.

Tous ces résultats, en rendant mieux compte des phénomènes qu'on remarque dans la transformation de l'alcool en éther, confirment ce qui avait été déjà reconnu, que l'alcool passe à l'état d'éther lorsqu'on lui enlève une certaine quantité d'oxigène et d'hydrogène; que l'huile particulière qu'on observe plus tard, et à laquelle on avait donné autrefois le nom d'*huile douce de vin*, est le résultat de la décomposition du sulfate neutre d'hydrogène carboné qui s'est formé pendant l'opération.

En représentant en volumes la composition de l'alcool, celle de l'éther et de l'huile douce de vin, l'on voit que ces deux derniers produits ne sont que de l'alcool, moins une certaine quantité d'oxigène et d'hydrogène.

L'alcool est formé de	1 vol. d'hydr. deutocarboné.	1 vol. de carbone. 2 vol. d'hydrog.
	1 vol. de vapeur d'eau......	1 vol. hydrogène. 1/2 vol. oxigène..
L'éther sulfurique, de	1 vol. d'hydrogène carboné.	1 vol. de carbone 2 vol. d'hydrog.
	1/2 vol. de vapeur d'eau....	1/2 vol. d'hydrog. 1/4 vol d'oxigène.
L'huile douce est composée de	1 vol. de vapeur de carbone. 2 vol. d'hydrogène.	

D'après des expériences récentes de M. Mitscherlich, l'acide sulfurique, dans la formation de l'éther, n'agirait que par une influence de contact; il déterminerait à une température de + 140° la conversion de l'alcool en éther et en eau sans autre produit; il est arrivé à cette conclusion en faisant passer un courant d'alcool absolu au tra-

vers d'un mélange d'acide sulfurique et d'eau bouillant à + 140°; il a vu l'alcool disparaître et être remplacé par des quantités proportionnelles d'*éther* et d'*eau*. Quoique cette théorie, fondée sur les réactions de contact dont la chimie minérale présente quelques exemples, soit plus simple, elle ne peut suffire à l'explication de tous les phénomènes qui se passent pendant l'éthérification. (*Voy.* Annales de chimie et de physique, t. LVI, p. 343.)

Propriétés. L'éther sulfurique est un liquide incolore, très-léger, d'une odeur suave et pénétrante. Sa pesanteur spécifique est de 0,7155 à + 20°; il est sans action sur la teinture de tournesol, très-volatil, entre en ébullition à + 35,6° sous la pression de 0m,76, et se distille sans altération. Exposé à l'air, il se vaporise promptement en refroidissant les corps avec lesquels il est en contact. Sa combustibilité est si grande, qu'il brûle avec une flamme intense par l'approche d'un corps en combustion comme les huiles volatiles. Conservé dans des flacons à moitié remplis, il s'altère à la longue, augmente de densité, devient acide, et contient alors de l'acide acétique, de l'éther acétique et un peu d'huile douce.

L'eau n'a qu'une faible action sur l'éther; elle n'en dissout qu'un dixième de son volume : l'alcool s'y unit, au contraire, en toutes proportions. Les corps combustibles, à l'exception du chlore et du brôme, n'ont pas d'action sur l'éther sulfurique; le soufre et le phosphore s'y dissolvent en petite quantité; quant aux métaux, il n'y a que le potassium et le sodium qui en absorbent peu à peu l'oxigène.

L'éther sulfurique exerce une action dissolvante sur beaucoup de corps; il dissout le deuto-chlorure de mercure et celui d'or, et les enlève même à leur solution aqueuse. Il opère également la solution des huiles grasses, des huiles volatiles, des résines, du camphre, du caout-

chouc et de quelques autres principes immédiats; aussi en fait-on fréquemment usage dans l'analyse végétale.

Sa composition est facilement représentée, comme nous l'avons déjà indiqué, par un volume d'hydrogène deuto-carboné et un demi-volume de vapeur d'eau. Sa formule atomique = $C^4 H^{10} O^1$.

Usages. L'éther sulfurique est très-employé en médecine comme anti-spasmodique et tonique à l'intérieur, surtout à petite dose; mais administré en grande quantité, il agit comme poison. Il entre dans la composition de plusieurs médicamens composés; mêlé à son poids d'alcool, il fait la base de la *liqueur d'Hoffmann.*

Ethers phosphorique et arsénique. Ces deux éthers sont identiques avec le précédent, et s'obtiennent en faisant réagir, à l'aide de la chaleur, ces acides en solution concentrée sur l'alcool à 36°; mais en raison de leur fixité, on modifie le procédé; on introduit l'acide seul dans la cornue tubulée, et on y verse peu à peu, lorsqu'il est échauffé, l'alcool, en se servant d'un entonnoir à longue tige qui pénètre jusqu'au fond de la cornue. Les réactions qui se produisent dans la formation de ces éthers sont semblables à celles qui se passent dans la préparation de l'éther sulfurique, puisqu'on obtient un produit tout-à-fait semblable par ses propriétés et sa composition.

Les éthers du second genre sont formés, comme nous l'avons dit, de volumes égaux d'hydrogène bi-carboné, et de l'hydracide employé pour les obtenir; tels sont les éthers hydrochlorique, hydriodique, hydrobrômique et hydrocyanique. Dans ces composés, l'acide est exactement saturé par l'hydrogène bi-carboné, qui paraît faire fonction d'une base. Leur formule rationnelle est 1 $C^4 H^8$ + 1 atome hydracide.

Nous ne décrirons que l'éther hydrochlorique, parce

qu'il est le seul qui ait été bien étudié, et dont on fasse usage; on l'obtient en introduisant dans une cornue un mélange à parties égales en volume d'alcool et d'acide hydrochlorique. A cette cornue, disposée sur un fourneau, on adapte un tube dont l'autre extrémité plonge au fond d'un flacon à trois tubulures à moitié rempli d'eau, qu'on maintient à une température de + 25°. La tubulure du milieu porte un tube droit de sûreté, et de la troisième tubulure part un autre tube recourbé qui va se rendre au fond d'une éprouvette fermée par un bouchon percé d'un petit trou, et qu'on entoure d'un mélange de glace pilée et de sel.

En chauffant peu à peu la cornue, la réaction a lieu; une partie de l'acide hydrochlorique décompose l'alcool, en s'emparant de tout son oxigène et d'une partie de son hydrogène pour former de l'eau, tandis que l'hydrogène bi-carboné, qui résulte de cette décomposition, s'unit à l'autre portion d'acide hydrochlorique, et produit l'éther hydrochlorique qui se dégage à l'état de gaz; celui-ci, en passant à travers l'eau du flacon, s'y dépouille de l'acide et de l'alcool qu'il a entraîné, et vient se condenser dans l'éprouvette à l'état de pureté.

Propriétés. Cet éther est liquide, incolore, d'une odeur forte analogue à celle de l'éther sulfurique. Sa saveur est sensiblement sucrée; sa densité est de 0,874; il est si volatil, qu'il entre en ébullition à + 11°, et est toujours à l'état de gaz au-dessus de cette température; sa volatilité est si grande, que, versé sur la main, il bout subitement et produit un froid considérable. Il est sans action sur la teinture de tournesol ainsi que sur le nitrate d'argent; mais si on l'enflamme, il brûle avec une flamme verte, et le produit de la combustion rougit la teinture de tournesol et précipite le nitrate d'argent.

Soumis à une chaleur rouge-brun, il se décompose en

formant un gaz composé de volumes égaux de gaz hydrochlorique et d'hydrogène deutocarboné.

Éther hydriodique. Cet éther, dont la découverte est due à M. Gay-Lussac, s'obtient en distillant un mélange d'alcool et d'acide hydriodique de 1,700 de densité, et étendant d'eau le produit distillé pour précipiter l'éther hydriodique qui est tenu en solution dans la portion d'alcool qui a passé à la distillation.

Ainsi obtenu et purifié par plusieurs lavages, l'éther hydriodique est liquide, transparent, d'une odeur forte et éthérée: sa densité est de 1,9206 à + 22°; il bout à + 68,8°. Exposé à l'air, il prend une teinte rosée, par une portion d'acide hydriodique décomposé; mis en contact avec la flamme d'une matière en combustion, il ne s'enflamme pas, mais répand des vapeurs pourpres en se volatilisant. Cet éther doit être identique par sa composition à l'éther hydrochlorique, c'est-à-dire qu'il doit résulter de la combinaison d'un volume de gaz hydriodique et d'un volume égal de gaz hydrogène bi-carboné.

Les éthers hydrobrômique et hydrocyanique présentent la même composition.

Parmi les éthers du troisième genre, il n'y en a que deux qui soient employés, savoir : l'éther nitreux et l'éther acétique. Tous les éthers de ce genre avaient été regardés comme des composés d'alcool et d'acide, mais MM. Dumas et Boullay ont démontré, par leur analyse, qu'on pouvait les considérer comme formés d'éther hydratique et d'acide dont la formule rationnelle est $C^4 H^{10} O^1 +$ 1 at. acide.

Ether nitreux. Cet éther a été d'abord désigné improprement sous le nom d'*éther nitrique*, et ensuite sous celui d'*éther nitreux*. MM. Dumas et Boullay ont démontré sa véritable composition.

On prépare l'éther nitreux en faisant un mélange à parties égales d'acide nitrique à 30°, et d'alcool à 36°, et

introduisant ce mélange dans une cornue double en capacité de leur volume. Après avoir établi la cornue dans un fourneau, on la fait communiquer avec un premier flacon vide qui est lui-même en communication, à l'aide de tubes, avec trois ou quatre autres flacons à moitié remplis d'une solution saturée de sel marin, et placés chacun dans une terrine au milieu d'un mélange réfrigérant.

On chauffe avec précaution, et on modère l'ébullition en retirant les charbons sous la cornue, en la refroidissant peu à peu avec une éponge mouillée, la réaction continue avec rapidité; il se forme, par la décomposition réciproque de l'alcool et de l'acide nitrique, une grande quantité de fluides élastiques formés d'acide carbonique, de protoxide d'azote, de deutoxide d'azote, de gaz acide nitreux, enfin une certaine quantité d'éther nitreux mêlé d'alcool. Ces produits, entraînés par le courant des gaz, viennent se condenser dans les flacons, à la surface de l'eau salée. Le premier flacon vide retient la portion d'alcool et d'acide nitrique échappée à la réaction, et une petite quantité d'éther.

L'opération étant terminée, on rassemble les couches d'éther qui sont à la surface de l'eau dans les flacons, et on purifie ce produit de l'acide nitrique qu'il contient en le faisant macérer sur de la chaux vive et le décantant au bout d'une demi-heure.

Propriétés. L'éther nitreux est liquide, d'un blanc jaunâtre, d'une odeur piquante et agréable ayant quelque chose de celle des éthers hydratiques; sa saveur est âcre et brûlante. Sa densité est de 0,886. Il entre en ébullition à + 21°; versé sur la main, il se réduit sur-le-champ en vapeur en produisant un froid considérable.

Ses élémens sont peu stables, car il se décompose seul à l'air ou par le contact de l'eau froide ainsi qu'en présence des oxides métalliques. D'après MM. Dumas et Boullay, il

paraît formé d'un volume d'éther hydratique et d'un volume d'acide nitreux ou $C^4 H^{10} O^1 + 2\ddot{A}z$.

Ether acétique. Cet éther, que l'on peut regarder comme formé d'éther hydratique et d'acide acétique, a été découvert en 1759, par M. de Lauraguais. On l'obtient par plusieurs procédés. Celui que l'on suit dans les laboratoires consiste à distiller dans une cornue munie d'une alonge et d'un ballon, un mélange de trois parties d'alcool à 56°, deux parties d'acide acétique concentré, et une demi-partie d'acide sulfurique à 66°. Lorsque le produit distillé est égal au $\frac{3}{5}$ du mélange employé, on le retire du ballon, et on le met en contact avec un peu de potasse pour absorber l'acide acétique qu'il a entraîné; puis, après l'avoir lavé avec un peu d'eau pour dissoudre l'alcool qu'il peut contenir, on le distille sur du chlorure de calcium.

Propriétés. L'éther acétique est un liquide incolore, d'une odeur agréable qui participe de celle de l'éther sulfurique et de l'acide acétique. Sa densité est de 0,886 à + 7°; à la pression de 0,m76, il bout à + 71°. Il est sans action sur la teinture de tournesol, peu soluble dans l'eau qui n'en dissout que $\frac{1}{7}$ à + 17°, très-soluble au contraire dans l'alcool, d'où on peut le séparer par l'eau. Cet éther n'est que peu altéré par le temps, mais il se décompose bientôt en présence de l'eau et de la potasse, d'où résulte de l'acétate de potasse et de l'alcool qui se forme par suite de la combinaison d'une certaine quantité d'eau avec l'éther hydratique que contenait cet éther.

Cet éther est employé en médecine; on l'administre à petite dose à l'intérieur, comme sudorifique dans certains accès de goutte et de rhumatisme; mais on l'emploie le plus ordinairement pur en frictions; il entre dans la composition de quelques linimens.

Après avoir décrit les produits résultant de l'action des

acides sur l'alcool, nous allons exposer les propriétés de deux composés qu'on obtient en faisant réagir l'alcool sur les nitrates acides de mercure et d'argent.

Le premier de ces composés, découvert par Howard, a été désigné, d'après ses propriétés, sous le nom de *poudre fulminante de mercure;* on l'obtient en faisant dissoudre une partie de mercure dans douze parties d'acide nitrique à 34°, ajoutant onze parties d'alcool à 36° à la dissolution, et la faisant bouillir jusqu'à ce qu'il s'en dégage des vapeurs blanches à la surface. Si l'on retire alors le mélange du feu, l'action continue, et il s'en précipite par le refroidissement des aiguilles blanches aplaties de mercure fulminant, qu'on lave sur un filtre avec de l'eau froide pour enlever l'acide nitrique.

Ce composé, desséché à l'air libre sur des papiers, jouit de la propriété de fulminer avec la plus grande force quand on le frappe sur une enclume. Projeté sur les charbons ardens, il se décompose avec explosion; il est peu soluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau bouillante, d'où il se précipite en aiguilles par le refroidissement en conservant toutes ses propriétés.

La propriété dont jouit ce composé de détonner par le choc, le fait employer depuis long-temps pour composer les amorces des fusils de chasse. Dans ces armes le chien est remplacé par une espèce de marteau qui vient frapper sur une petite quantité de poudre fulminante; celle-ci est placée dans une petite capsule de cuivre qui recouvre la lumière du fusil. Cette nouvelle méthode est à l'abri de tous les inconvéniens que présente parfois la poudre de chasse lorsqu'on s'en sert pour amorcer les armes à feu; elle est généralement usitée pour les fusils de chasse.

Poudre fulminante d'argent. Cette poudre fulminante se prépare comme la précédente: après avoir dissous une partie d'argent dans vingt-deux parties d'acide nitrique

pur, on verse la dissolution dans trente parties d'alcool à 36°, et l'on fait légèrement chauffer le mélange; lorsque le liquide commence à se troubler on le retire du feu, et on y ajoute peu à peu, pour modérer l'effervescence, une quantité d'alcool égale à la première. La liqueur, en se refroidissant, laisse déposer la poudre sous forme de petites aiguilles très-blanches, qu'on lave à plusieurs reprises avec de l'eau distillée froide.

Cette poudre ne peut être conservée que sous l'eau, car elle est si facile à décomposer que le plus petit frottement contre un corps dur suffit pour la faire détonner. C'est avec elle qu'on prépare les cartes et les bonbons fulminans.

Sa composition a été long-temps inconnue. M. Liebig avait d'abord admis que ses propriétés étaient dues à un acide particulier qui était uni à l'oxide d'argent et à l'oxide de mercure dans ces composés, et qu'il désigna sous le nom d'*acide fulminique*; mais il s'est assuré plus tard, conjointement avec M. Gay-Lussac, que cet acide, qui n'a pu être isolé, était formé de 2 atomes de carbone, 2 atomes d'azote et 1 atome d'oxigène, représentant 1 atome d'acide cyanique, et par conséquent que ces composés fulminans pouvaient être regardés comme de véritables cyanates d'argent et de mercure, peu stables dans leur composition, puisque la plus petite élévation de température, ou le plus léger choc, suffisent pour les décomposer avec fulmination. La décomposition de ces sels est accompagnée de la réduction des oxides et d'un dégagement instantané de gaz acide carbonique et azote dont l'expansion, au moment de l'explosion, est la cause principale de leurs effets.

De la fermentation acide ou acétique.

On donne le nom de *fermentation acide* à la fermenta-

tion dont le résultat est la formation de l'acide acétique. Cette fermentation est toujours la suite de la fermentation alcoolique; elle a lieu lorsque les liqueurs alcooliques sont exposées à l'air à une température de + 15° à + 30°. Alors l'oxigène de l'air est en partie absorbé et transformé en gaz acide carbonique, dont le volume est égal, suivant M. de Saussure, à celui de l'oxigène qui a disparu; les liqueurs s'échauffent, se troublent peu à peu par de longs filamens mucilagineux qui s'y précipitent, et redeviennent ensuite transparentes. A cette époque tout l'alcool qu'elles contenaient est décomposé, et l'on retrouve à sa place une quantité d'acide acétique qui lui est proportionnelle, d'où l'on doit conclure que, dans l'acidification du vin à l'air, l'acide acétique est formé aux dépens des élémens de l'alcool. L'on sait 1° que l'alcool pur, mêlé à l'eau, ne s'acidifie jamais à l'air, qu'il est nécessaire, pour qu'il se convertisse en vinaigre, qu'il soit en contact avec un peu de ferment ou une matière azotée qui en remplisse les fonctions; 2° que la présence de l'air et une température de + 15° à + 30° sont indispensables pour la fermentation acide des liqueurs chargées d'alcool, telles que certains vins; d'où l'on doit conclure que le ferment, par son contact, est encore ici une cause de décomposition dans la conversion de l'alcool en acide acétique ou en vinaigre.

Mais quelles sont les réactions qui s'opèrent dans cette acétification de l'alcool. Si l'on compare la composition de l'alcool qui est de $C^2 H^6 O^1$ à celle de l'acide acétique $= C^4 H^6 O^3$, l'on doit admettre avec M. Berzélius que la fermentation se réduit à une oxidation dans laquelle 2 atomes d'alcool sont nécessaires pour produire 1 atome d'acide acétique; or, 1 atome d'alcool perdant par l'oxidation les 6 atomes d'hydrogène qui sont convertis en eau, les 2 atomes de carbone et l'atome d'oxigène restant se reportent sur l'atome d'alcool non décomposé pour former avec un

atome d'oxigène fourni directement par l'air un atome d'acide acétique.

L'équation suivante fera mieux comprendre cette réaction :

$$
\begin{array}{lll}
\text{1 at. alcool} = C^2\ H^6\ O^1 - H^6 & = C^2 & O^1. \\
\text{1 at. alcool . . . .} & = C^2\ H^6 & O^1. \\
\text{1 at. oxigène fourni par l'air.} & = & O^1. \\
\hline
\text{1 at. acide acétique. . . .} & = C^4\ H^6 & O^3.
\end{array}
$$

Il résulte évidemment de ce qui précède que 2 atomes d'alcool exigent pour s'acidifier 4 atomes d'oxigène dont 3 brûlent 6 atomes d'hydrogène et un se combine directement pour former l'acide acétique. qu'en conséquence le dégagement du gaz acide carbonique observé par M. de Saussure ne peut être regardé comme une suite de la conversion de l'alcool en acide acétique, mais comme un produit étranger à cette opération. Cette théorie de l'acidification de l'alcool est appuyée d'un côté par l'analyse comparée des deux produits, et d'un autre par les observations de MM. Edmond Davy et Dœbereiner, qui ont constaté que le platine très-divisé imprégné d'alcool pur déterminait au contact de l'air l'oxidation de l'alcool et sa conversion en acide acétique sans production d'acide carbonique.

C'est en faisant aigrir le vin à l'air, qu'on se procure le vinaigre du commerce : toutes les autres liqueurs fermentées en fournissent aussi, mais de qualité inférieure, en raison de la moindre quantité d'alcool qu'elles renferment.

On fabrique le vinaigre avec des vins suffisamment généreux, en les plaçant de préférence dans des tonneaux qui ont déjà servi à cette opération, et qui sont imprégnés encore de ferment. On verse dans ces tonneaux, rangés les uns à côté des autres, d'abord une certaine quantité de vinaigre, puis on y verse, par un trou fait à leur fond, dix

à douze litres de vin tous les huit jours jusqu'à ce que les tonneaux soient remplis; alors, en moins de trois semaines, la fermentation est achevée, on retire une partie du vinaigre et l'on recommence l'opération. Dans l'hiver, on élève la température de l'atelier jusqu'à + 20°.

Le vinaigre obtenu par ce procédé est rouge ou blanc, suivant la couleur du vin employé; il renferme tous les élémens qui entraient dans la composition du vin, moins l'alcool qui a été pour la plus grande partie décomposé. On décolore le premier soit en y versant une petite quantité de lait bouillant, soit en y ajoutant une petite quantité de charbon animal en poudre et le filtrant. Ce dernier moyen le rend clair, incolore et propre aux différens usages.

Les usages du vinaigre sont généralement connus; il sert de condiment à beaucoup d'alimens végétaux et animaux. On en fait usage, en pharmacie, comme excipient de plusieurs médicamens, et dans les arts, pour la préparation de certains acétates; mais alors on le distille pour le séparer des matières fixes qu'il contient.

Les anciens chimistes avaient admis deux autres fermentations, qu'ils avaient désignées sous le nom de *fermentation saccharine* et de *fermentation panaire*.

Si l'on peut donner ce nom à la première dans laquelle certains principes immédiats sont convertis en sucre, par la réaction spontanée de leurs élémens, on ne saurait l'appliquer à la seconde, qui est une véritable fermentation alcoolique. En effet, dans la fermentation de la pâte de froment, le sucre que contient la farine est décomposé peu à peu par le ferment ou le levain qu'on y a ajouté; il en résulte alors du gaz acide carbonique et un peu d'alcool qui se transforme promptement en acide acétique. Le premier tend, par son expansibilité, à se dégager; mais le gluten qui existe dans la pâte résiste à son dégagement,

s'étend comme une membrane, forme une multitude de petites cavités qui donnent de la légèreté et une qualité spongieuse au pain. Toutefois, comme à cette fermentation succéderait rapidement la fermentation putride, on l'arrête par la cuisson du pain, qui détermine l'union intime du gluten avec l'amidon, leur combinaison avec une certaine quantité d'eau, et une torréfaction superficielle qui faisant éclater les grains d'amidon et les décomposant les rend en partie solubles dans l'eau.

De quelques nouveaux produits de la décomposition des substances végétales par le feu.

Nous avons déjà eu l'occasion de signaler, au nombre des produits de la distillation du bois, l'acide acétique qu'on est parvenu à en extraire à l'état de pureté et à employer dans les arts. L'examen attentif qui a été fait de ces produits dans ces derniers temps nous a fait connaître, 1° un liquide inflammable qui se produit dans les mêmes circonstances, et qu'on a d'abord désigné sous le nom d'*esprit de bois, esprit pyroxylique*; 2° que le goudron ou huile empyreumatique qu'on obtient, est formé de plusieurs carbures d'hydrogène distincts qui ont été isolés et étudiés. Ces produits, dont la découverte est due à M. le docteur Reichenbach, sont la *créosote*, la *paraffine*, l'*eupione*, le *picamare* et la *pittacale*.

Esprit de bois. On le trouve en dissolution dans la partie aqueuse des produits de la distillation du bois. C'est en le soumettant à une nouvelle distillation qu'on le sépare; il fait partie des premières portions distillées. Pour le purifier et absorber l'eau et la petite quantité d'acide qu'il contient, on le distille d'abord sur de la chaux vive, et on le redistille après avoir saturé par un acide l'ammoniaque qui a été mise en liberté.

Propriétés. L'esprit de bois, à l'état de pureté, est un

liquide très-fluide, incolore, d'une odeur aromatique, se rapprochant de l'odeur d'éther acétique. Sa densité est de 0,798; il bout à + 66° 5, et brûle à l'approche d'un corps enflammé, comme de l'alcool.

Il est composé, d'après l'analyse qui en a été faite par MM. Dumas et Péligot, de $C^2 H^8 O^2$. Ces chimistes considèrent l'esprit de bois comme l'hydrate d'un radical $C^2 H^4$, qu'ils ont proposé de désigner sous le nom de *méthylène*, de μεθυ, vin, et ὕλη, bois; c'est-à-dire vin ou liqueur spiritueuse du bois. L'esprit de bois serait donc un bi-hydrate de méthylène $= C^2 H^4 + H^4 O^2 = C^2 H^8 O^2$.

Ce bi-hydrate de méthylène, chauffé avec quatre fois son poids d'acide sulfurique concentré, est transformé en un composé gazeux, d'une odeur éthérée que les chimistes précités regardent comme un *hydrate* de méthylène analogue à l'alcool par sa composition chimique, et contenant comme lui $C^2 H^6 O^1$.

De toutes les propriétés de l'esprit de bois, ou *bi-hydrate de méthylène*, les plus remarquables sont sa transformation en composés analogues aux éthers du deuxième genre quand on le traite par les hydracides, et en véritables sels neutres correspondant aux éthers du troisième genre et composés acides analogues à l'acide sulfovinique, quand on fait réagir sur lui les oxacides. (*Voy.* Annales de chimie, t. LVIII, p. 1.)

De la créosote.

Ce nom a été donné à un produit huileux liquide qui existe dans le goudron du bois distillé, et qu'on en sépare par une distillation ménagée. La liqueur qui provient de cette opération, soumise à plusieurs distillations successives, fournit une huile pesante jaunâtre qu'on dissout dans une solution de potasse caustique pour l'isoler de l'*eupione* et d'autres huiles qui surnagent et qu'on enlève.

La solution alcaline étant chauffée brunit; on la précipite par l'acide sulfurique étendu, et on distille la créosote impure; on lui fait subir deux fois le même traitement, jusqu'à ce que sa solution dans la potasse ne brunisse plus en la chauffant à l'air.

Pour obtenir la créosote pure, il faut, en dernier lieu, la distiller avec de l'eau d'abord, puis seule avec du chlorure de calcium.

Propriétés. La créosote, à l'état de pureté, se présente sous la forme d'un liquide huileux transparent, incolore, doué d'une grande refrangibilité; elle a une odeur pénétrante et désagréable analogue à celle de la viande fumée, une saveur âcre et caustique. Sa densité est de = 1,037; elle bout à + 203°. Cent parties d'eau en dissolvent $\frac{1}{25}$; elle forme avec ce liquide un hydrate, contenant $\frac{10}{109}$ d'eau.

L'alcool, l'éther, la dissolvent avec facilité. Mise en contact avec l'albumine, elle la coagule peu à peu en un caillot blanc. Cette propriété a fait proposer sa solution aqueuse pour arrêter les hémorrhagies des petits vaisseaux; elle jouit de la propriété antiputride au plus haut degré; car de la viande fraîche, macérée dans une solution de créosote et retirée au bout de plusieurs heures, peut ensuite se conserver à l'air sans subir la putréfaction. C'est cette propriété qui lui a fait donner le nom qu'elle porte, et qui est dérivé de κρεως, chair; σώζω, conserver.

La créosote exerce une action violente sur l'économie animale qui doit la faire ranger parmi les substances vénéneuses caustiques. On a cependant beaucoup préconisé son emploi dans le traitement de certaines affections cancéreuses, des pourritures, des caries des os et des dents; mais les essais entrepris en France depuis 1833 n'ont pas justifié la réputation dont elle jouit en thérapeutique peu de temps après sa découverte.

Paraffine.

La paraffine est une substance cristalline blanche, inodore, insipide, douce au toucher, fusible à + 44°, et combustible comme la cire; elle existe dans le goudron de bois distillé, d'où on l'en sépare par plusieurs distillations successives. D'après M. J. Gay-Lussac, elle est formée d'un atome de carbone et de deux atomes d'hydrogène, ce qui rapproche sa composition de l'hydrogène bi-carboné dont elle est isomérique.

Eupione.

L'eupione est un liquide huileux incolore, qui se produit dans les mêmes circonstances que les produits précédents; elle bout à + 169° et se volatilise sans résidu; l'eau est sans action sur elle, mais l'alcool et l'éther la dissolvent.

M. Reichenbach, en examinant le goudron de bois, en a retiré deux autres produits, savoir : un liquide incolore, ayant la consistance d'une huile épaisse d'une densité = 1,10 et d'une saveur amère insupportable et fraîche comme celle de la menthe poivrée. C'est à ce liquide, qui se retrouve dans tous les produits empyreumatiques et qui leur communique une saveur amère, que l'auteur a donné le nom de *picamare;* l'autre désigné sous le nom de *pittacale*, se trouve mêlé au picamare impur et s'en sépare en versant de l'eau de barite dans sa solution alcoolique.

La pittacale, recueillie après sa précipitation, se réunit en une masse d'un bleu foncé qui devient dure et cassante comme l'indigo, et lui ressemble un peu par son reflet métallique; elle est insipide, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, mais se dissout dans l'acide sulfurique étendu et dans l'acide hydrochlorique. Sa solution, dans

l'acide acétique, est rouge aurore, mais elle devient bleue par l'addition d'un alcali. La pittacale se fixe, à l'aide de mordans alumineux et stannique, sur la toile et le coton en leur communiquant une belle couleur bleue solide. (*Voy.* Journal de chimie, t. x, p. 613.)

Des phénomènes chimiques qui accompagnent la germination des graines, et des circonstances qui la déterminent.

L'acte par lequel une graine ou une semence se développe pour produire un végétal semblable à celui qui l'a produite se nomme *germination.*

Chaque graine est formée de différentes parties que la physiologie végétale apprend à connaître. Parmi celles-ci, on doit distinguer surtout l'*embryon,* qui est renfermé dans la graine et dans lequel on distingue trois parties, savoir : 1° les cotylédons, organes foliacées et charnus; 2° la plumule; 3° la radicule.

C'est dans les changemens qui arrivent, sous certaines conditions dans ces parties de la graine, que consiste la germination.

Les circonstances favorables à cet acte sont : 1° la présence d'une certaine quantité d'humidité; 2° un certain degré de chaleur; 3° la présence de l'air; 4° l'absence de la lumière. Ces quatre conditions doivent se trouver réunies lorsqu'on confie une graine à la terre pour la faire germer.

L'eau, en petite quantité, dispose la graine à la germination, en la gonflant, ramollissant ses tégumens et charriant dans les vaisseaux particuliers la substance qui doit servir d'aliment à la jeune plante; en trop grande quantité, elle serait préjudiciable à la plupart, et amènerait leur décomposition, à l'exception cependant des graines des plantes aquatiques, qui peuvent germer sous l'eau.

Bien que la graine soit imprégnée d'humidité, il est nécessaire qu'elle soit exposée à une température de + 10° à + 30°; car à zéro ou au-dessous, il n'y a point de germination. Un certain degré de chaleur est donc indispensable à la germination des graines, et il paraît que chacune en particulier en exige un différent, puisque nous les voyons germer à des époques variables de l'année. Il faut en conclure que le calorique agit comme stimulant les forces vitales.

On doit ajouter à ces deux premières conditions, la présence de l'air atmosphérique ou de l'oxigène; car dans le vide et au milieu des gaz impropres à la respiration, les graines, au lieu de germer, pourrissent; il faut cependant en excepter le gaz chlore, qui, suivant M. Humboldt, active la germination, sans doute en décomposant l'eau dont il met en liberté l'oxigène. C'est au défaut d'air qu'il faut attribuer la décomposition des graines enfoncées trop avant dans le sein de la terre.

Une lumière trop vive exerce une influence nuisible sur la germination par la grande quantité de rayons calorifiques qu'elle porte avec elle; l'eau nécessaire est alors réduite en vapeurs et la graine se dessèche. C'est pourquoi on observe en général que les graines lèvent bien mieux à l'ombre, parce qu'alors elles conservent, ainsi que le terrain, toute l'humidité dont elles ont besoin.

L'air, par l'oxigène qu'il contient, agit chimiquement sur la graine, il lui enlève une partie de son carbone et se transforme en un volume de gaz acide carbonique égal au sien; ce qu'on peut vérifier en faisant germer des graines sur une éponge humide, dans une cloche sous le mercure. Mais sur quel principe de la graine l'oxigène se porte-t-il? On pense que c'est sur l'albumen contenu dans les cotylédons et qui recouvre l'embryon, car cette substance éprouve alors des changemens dans ses propriétés :

elle devient sucrée et propre à être assimilée par la jeune plante.

Ces modifications qu'éprouvent les graines, après la germination, sont facilement appréciées par une analyse de Proust sur l'orge germée et non germée, dont nous consignons ici les résultats :

	Orge non germée.	Orge germée.
Résine jaune.....	1	1
Gomme...........	4	15
Sucre............	5	15
Gluten...........	3	1
Amidon..........	32	56
Ligneux impur...	55	12

Indépendamment des produits énoncés ci-dessus, il existe dans les semences d'orge et de blé germés, ainsi que dans les germes de la pomme de terre, d'après MM. Persoz et Payen, un principe particulier, soluble dans l'eau, et dont la solution jouit de la propriété fort remarquable de faire rompre à + 70° les enveloppes de la fécule ou de l'amidon, en transformant l'amidine en dextrine, et la convertissant ensuite en sucre tout-à-fait identique avec le sucre préparé par les acides et l'amidon.

Ce principe a été nommé *diastase* en raison de sa propriété de séparer les tégumens de la partie soluble de l'amidon. La diastase n'est encore que très-peu connue sous le rapport de ses propriétés chimiques ; elle est neutre, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, ce qui permet de la précipiter de la macération d'orge germée, primitivement chauffée, à 65° pour coaguler l'albumine. La propriété qu'a cette substance de convertir en sucre la fécule ou l'amidon à une température de + 70° à + 75°, et de perdre cette faculté à + 100°, explique l'usage que l'on fait aujourd'hui de l'orge germée pour fabriquer le sucre ou sirop de fécule.

Par suite des phénomènes physiologiques que nous avons

indiqués ci-dessus, les parties qui composent l'embryon prennent du développement, la radicule s'enfonce dans la terre pour former une racine, et la plumule prend une direction opposée et pousse des feuilles; alors les cotylédons deviennent inutiles, ils se dessèchent; la jeune plante développée peut se suffire à elle-même; elle est alors douée d'une nouvelle vie, et remplit d'autres fonctions dont l'accomplissement constitue les phénomènes de la végétation.

Parvenue à ce nouvel état, elle va chercher sa nourriture et dans le sol sur lequel elle repose, et dans l'air qui l'environne; sa racine, qui a poussé de nombreux jets, pompe l'eau qui est nécessaire à la plante ainsi que les différens principes qu'elle peut s'assimiler; ses feuilles, qui par suite de l'exposition à la lumière ont une teinte verte plus foncée, agissent surtout d'une manière remarquable: elles puisent leur nourriture dans l'air ambiant. M. de Saussure a surtout démontré que, sous l'influence de la lumière, elles décomposent l'acide carbonique qui s'y trouve, s'approprient tout son carbone et une petite quantité d'oxigène en exhalant l'autre sous forme de gaz. C'est de ces deux sources que les deux plantes tirent leur principale nourriture.

L'air exerce encore une influence sur les parties vertes des plantes, non-seulement, comme nous l'avons dit, par l'acide carbonique qu'il contient, mais encore par l'oxigène qui en fait partie. Ce gaz est tour à tour inspiré et expiré, les feuilles minces absorbent dans l'obscurité une certaine quantité de ce gaz, et en convertissent une autre en gaz acide carbonique, tandis que celles qui sont épaisses et charnues en absorbent sans produire de gaz acide carbonique. Toutefois, l'exposition à la lumière solaire restitue à l'air et le gaz oxigène qui a été absorbé, et celui qui a été transformé en gaz acide carbonique, aux dépens d'une partie du carbone de la plante. Une autre propriété que possèdent

les feuilles, c'est d'absorber les liquides avec lesquels on les met en contact, mais les deux côtés ne jouissent pas au même degré de ce pouvoir, dans certains arbres et arbrisseaux, ce pouvoir appartient à la partie inférieure, tandis que dans d'autres végétaux il se trouve dans la face supérieure. Cette absorption explique l'influence salutaire de la pluie et de la rosée.

De toutes les parties de la plante, il n'y a que les feuilles et les tiges qui jouissent de la propriété d'*inspirer* et d'*expirer* le gaz oxigène. Les racines en absorbent aussi une certaine quantité qui exerce une influence salutaire sur la végétation; ce qui explique ce qu'on a reconnu, que les racines sont d'autant plus vigoureuses qu'elles sont plus près de la surface de la terre, et pourquoi quelques-unes d'entre elles croissent mieux dans des terres sèches et légères, plus perméables à l'air, que dans celles qui sont compactes et humides.

L'azote, libre ou mélangé, n'est jamais absorbé par les végétaux; quant à l'eau, si utile à la végétation, elle agit non-seulement comme dissolvant et véhicule des matières que la plante doit s'assimiler, mais il paraît encore, d'après les experiences de M. Th. de Saussure, que ses deux élémens sont fixés, et contribuent ainsi avec le carbone que les plantes absorbent de l'acide carbonique à la formation de la substance végétale. Toutefois, l'azote qui fait partie de certains produits de la végétation, provient soit de celui qui existait en solution dans l'eau, soit de celui qui se trouvait dans les engrais. Les corolles, suivant M. de Saussure, absorbent aussi de l'oxigène à l'air et les transforment en gaz acide carbonique, mais elles en dégagent plus pendant le même temps, que les feuilles vertes placées dans l'obscurité.

Les fruits encore verts font éprouver à l'air le même changement que les feuilles, seulement, lorsqu'ils sont en-

core loin de leur maturité, ils absorbent une portion d'oxigène. La maturation des fruits ne peut avoir lieu ni dans le vide ni dans l'air exempt d'oxigène ; pendant l'accomplissement de cet acte, il se forme du gaz acide carbonique et on y trouve ensuite, d'après M. Bérard, moins de tissu cellulaire et d'acide végétal libre; au contraire, plus de sucre et de gomme.

Si, comme nous l'avons établi, l'*air* et l'*eau* sont les principales sources où les plantes puisent la plus grande partie de leur nourriture, il en est une autre qui n'est pas moins nécessaire à cette fonction : c'est le sol sur lequel elles croissent ; il agit de deux manières, *mécaniquement* et *chimiquement*. Dans le premier cas, il sert de support aux racines du végétal ; dans le second, il lui fournit certains principes qu'il peut s'assimiler, ainsi que plusieurs substances salines et terreuses. Le sol a de l'influence sur la végétation non-seulement par les engrais qui peuvent s'y trouver, mais encore par sa composition particulière; car l'on sait que certaines espèces ne végètent pas également dans tous les terrains. C'est du sol que les plantes soutirent toutes les substances salines et fixes dont elles ont besoin, et c'est à la présence de celles-ci qu'il faut attribuer, comme M. Th. de Saussure l'a prouvé, toutes celles que l'on trouve dans leurs cendres après la combustion.

La composition des sols dans lesquels les végétaux croissent étant très-variable, leur plus ou moins grande fertilité doit en dépendre ; et comme il importe souvent d'améliorer en agriculture, il faut établir des comparaisons avec les sols les plus fertiles et les plus propres à tel ou tel genre de culture. Mais pour fonder d'une manière exacte ce plan d'amélioration, on ne peut y parvenir que par des expériences longues et multipliées, ou plus promptement en s'éclairant des données que peut fournir l'analyse chimique, qui fait alors connaître quels sont les prin-

cipes qui composent le sol et dans quels rapports ils se trouvent.

Analyses des terres ou sols.

Les substances qui composent les sols sont des mélanges ou combinaisons de quelques-unes des terres primitives, de matière animale ou végétale en décomposition, et de certains sels. Par conséquent, ils contiennent le plus ordinairement des graviers, du sable silleux, du carbonate de chaux, de l'alumine, de la magnésie, de l'oxide de fer, des débris de substances organiques et différens sels.

La proportion d'humidité peut être évaluée en desséchant un poids connu de la terre à analyser, et en ayant soin de ne pas décomposer les substances organiques qui s'y trouvent.

Après cette détermination, on séparera les graviers et les pierres, on les pèsera, et on s'assurera de quelle nature ils sont, au moyen de l'acide nitrique : ils seront dissous avec effervescence s'ils sont formés de carbonate de chaux, et seront insolubles si c'est la silice qui en forme la base.

Les sols, outre le gravier et les pierres, contiennent une plus ou moins grande proportion de sable fin, dont on peut opérer la séparation en agitant la terre quelque temps dans l'eau. Le sable, plus lourd, se précipite en moins d'une minute; on le rassemble et on le pèse. Sa nature est aussi facile à reconnaître par un acide que celle des graviers et des pierres.

Les parties terreuses les plus ténues et la matière animale et végétale, moins pesantes que le sable, restent plus long-temps en suspension dans l'eau. On filtre la liqueur pour les séparer. Quant à l'eau qui a servi à cette opération, elle contient les matières salines et les matières végétales et animales solubles, s'il en existait dans le sol.

On l'évapore pour examiner à part le résidu qu'elle peut fournir.

La matière divisée du sol, séparée par la filtration, est la plus importante à connaître ; elle renferme ordinairement des matières organiques, de la silice, de l'alumine, de l'oxide de fer, du carbonate de chaux et du carbonate de magnésie. On en calcine au rouge blanc une portion dans un creuset de platine, pour connaître le poids de la matière organique par la perte de poids qui en résulte ; mais comme une partie de cette perte est due à l'acide carbonique provenant des carbonates, on estime la quantité de celui-ci par la perte qu'éprouve un autre poids de terre en le dissolvant dans une quantité connue d'acide hydrochlorique faible ; soustrayant alors ce dernier poids de celui qui exprime la perte par la calcination, on connaît exactement celui de la matière organique.

Le résidu de la calcination est traité par l'acide hydrochlorique bouillant ; tous les oxides qui entrent dans sa composition sont dissous, à l'exception de la silice qu'on recueille sur un filtre et qu'on lave bien.

La dissolution hydrochlorique est précipitée par le bi-carbonate de potasse en excès. L'oxide de fer, l'alumine et la chaux, sont séparés, tandis que la magnésie reste dans la dissolution filtrée, et peut en être retirée en la faisant bouillir.

Le précipité formé par le bi-carbonate de potasse est recueilli par décantation ou filtration ; on le met encore humide avec une solution de potasse caustique, et on fait bouillir ; l'alumine est dissoute seule, on la précipite en versant dans la solution alcaline filtrée de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

La portion du précipité ci-dessus, insoluble dans la potasse, est redissoute dans l'acide hydrochlorique ; elle contient alors de l'oxide de fer et de la chaux ; en y versant

de l'ammoniaque en excès, tout l'oxide de fer est précipité et recueilli sur un filtre; la chaux qui reste dans la liqueur surnageante est précipitée à son tour par l'oxalate d'ammoniaque, et l'on déduit du poids de l'oxalate de chaux celui de la chaux ou du carbonate qu'il représente.

Telle est brièvement la marche que l'on doit suivre dans les recherches de ce genre; chaque principe séparé par la méthode indiquée doit ensuite être fortement calciné et pesé, afin de connaître dans quel rapport il se trouve dans l'échantillon de terre soumise à l'analyse.

CHAPITRE XII.

Chimie animale.

Des principes qui composent les différentes parties des animaux et de leurs propriétés générales.

Les animaux, si différens des végétaux par leur organisation, s'en distinguent surtout pas plusieurs propriétés particulières. Ces caractères viennent à disparaître dans les espèces des classes inférieures, à mesure que l'on se rapproche des limites contiguës à ces deux règnes, de manière qu'il serait alors difficile de tracer la ligne de démarcation qui sépare les animaux des végétaux. Mais si l'on considère les êtres qui occupent un degré plus élevé dans l'échelle organique, on établit des distinctions très-sensibles.

Les parties qui composent les animaux sont formées elles-mêmes par la réunion de plusieurs principes plus simples, comme nous l'avons observé à l'égard des végétaux; ces principes, que l'on peut séparer par des procédés peu compliqués soit des solides ou liquides animaux, ont reçu

le nom de *principes immédiats des animaux*, par analogie avec ceux qui composent les végétaux.

Ces principes, d'après leurs propriétés et leur composition, ont été divisés, comme ceux des végétaux, en plusieurs classes : les uns sont neutres, les autres présentent plus ou moins les caractères des acides : enfin, il en est qui, comme les huiles végétales, sont très-hydrogénés et se rapprochent beaucoup des propriétés de celles-ci.

Leur composition élémentaire est différente des principes immédiats des végétaux ; ils contiennent, indépendamment de l'oxigène, de l'hydrogène et du carbone, une certaine quantité d'azote qu'on estime par la méthode analytique que nous avons exposée dans les généralités sur l'analyse organique, chapitre V. Parmi ces principes immédiats, on en rencontre un assez grand nombre qui sont dépourvus d'azote et qui sous ce rapport ont la plus grande analogie avec certains principes des végétaux ; de même nous avons fait remarquer l'existence de matières très azotées, offrant les propriétés des matières animales parmi les substances végétales.

Dans le tableau suivant, nous avons essayé de classer méthodiquement les principes immédiats qui composent les solides et les fluides des animaux vertébrés.

Principes immédiats neutres.	Principes colorans.	Principes immédiats très-hydrogénés.	Principes immédiats acides.	Produits artificiels.
Fibrine.	Hémachroïne	Stéarine,	Acide acétique.	Gélatine.
Albumine.	Choléchlorine.	Oleine.	— urobenzoïque.	Sébacique.
Caséum.		Margarine.	— urique.	Stéarique.
Mucus.		Butyrine.	— rosacique.	Margarique.
Osmazôme.		Phocénine.	— lactique.	Oléique.
Urée.		Hircine.	— cholique.	Butyrique.
Sucre de lait.		Cétine.	— allantoïque.	Acides Phocénique.
Sucre biliaire.		Cholestérine.		Hircique.
Résine biliaire.		Cérébrine.		Caproïque.
		Eléencephol.		Caprique.
		Stéaroconote.		Cyannrique.
		Céphalote.		Purpurique,

Indépendamment des principes que nous avons consignés ci-dessus, qui forment ou les tissus des animaux, ou qui entrent dans la composition des différens produits et fluides qu'on y rencontre, il existe un grand nombre de corps appartenant au règne minéral, tels que du phosphore, du soufre, du fer, des oxides métalliques, des phosphates de chaux, de soude, d'ammoniaque, des sulfates de potasse, de soude, des chlorures de sodium et de potassium, etc., etc. Quelques-uns de ces composés se trouvent naturellement dans ces substances, d'autres y sont apportés par suite de l'assimilation des principes alimentaires.

Avant d'examiner en particulier chacun des principes immédiats que nous venons d'exposer, il importe d'étudier la manière générale dont ils se comportent lorsqu'ils sont en contact avec le calorique, l'eau, les corps combustibles non métalliques, les acides, les oxides métalliques et les sels. Cette description nous dispensera de répétitions par la suite, et fera connaître de suite les réactions qui s'exerceront sur une matière animale composée de deux ou d'un plus grand nombre de principes immédiats.

Exposés à l'action d'une douce chaleur, les principes immédiats azotés, ou les matières animales qui en sont formées, perdent peu à peu leur humidité, se dessèchent, deviennent dures et cassantes, et peuvent être conservées ainsi sans éprouver d'altération; à une température plus élevée, le calorique, en pénétrant leurs molécules, dissocie leurs élémens, les combine dans des ordres différens déterminés par le jeu des affinités chimiques qui s'exerce; d'où résulte 1° un produit liquide formé par une huile épaisse, empyreumatique et de l'eau tenant en solution du carbonate d'ammoniaque, de l'acétate d'ammoniaque, de l'hydrocyanate d'ammoniaque; 2° des fluides élastiques composés de gaz acide carbonique, de gaz oxide de car-

bone, d'hydrogène protocarboné, d'azote; 3° et un résidu fixe, noir, plus ou moins boursouflé, formé par une partie du carbone de la matière animale retenant toujours de l'azote en combinaison, et tous les sels ou oxides métalliques qu'elle contenait.

La plupart des principes immédiats très-oxigénés fournissent par le feu des produits plus ou moins analogues à ceux des huiles végétales; quelques-uns seulement se volatilisent en partie sans éprouver d'altération.

Les acides animaux éprouvent généralement la même décomposition que les principes immédiats. Deux sont seulement volatils, l'acide acétique et l'acide formique.

L'eau opère la solution de plusieurs principes immédiats neutres et acides; sur les autres elle agit différemment: ou elle est sans action comme sur les corps gras ou très-hydrogénés, ou elle s'y combine, les gonfle en leur communiquant une certaine élasticité; c'est ainsi qu'elle agit sur la plupart des tissus animaux qui doivent leur souplesse à l'eau qui est ou combinée ou interposée entre leurs parties. Toutefois, par un contact prolongé et à une température de + 15° à + 20°, elle favorise la réaction des élémens des principes immédiats azotés insolubles, et détermine alors leur fermentation putride ou putréfaction.

L'alcool et l'éther sulfurique n'exercent ordinairement d'action dissolvante que sur les principes immédiats hydrogénés qui y sont plus ou moins solubles, les autres offrent des résultats variés.

Parmi les corps combustibles non métalliques, il n'y a que le chlore, l'iode et le brôme qui aient de l'action sur les principes immédiats azotés; ils s'y combinent ou les décomposent peu à peu en s'unissant à une partie de leur hydrogène.

Les acides étendus d'eau sont, pour la plupart, sans ac-

tion sur les matières animales; quelques-uns d'entre eux peuvent s'y unir et former des composés solubles ou insolubles; mais lorsqu'ils sont concentrés, ils les altèrent en les décomposant, et les transforment en nouveaux produits plus ou moins remarquables.

L'acide sulfurique concentré, mis en contact à froid avec certaines matières animales azotées insolubles dans l'eau, les convertit en matières solubles; c'est ainsi qu'il agit sur le tissu des muscles, sur la laine et la soie.

L'acide nitrique donne des résultats variables qui ont été signalés depuis long-temps, mais qui ne sont bien connus que depuis peu; il se produit dans l'action de l'acide nitrique sur une substance azotée, de l'eau et de l'acide carbonique provenant de l'action d'une partie de l'oxigène de l'acide nitrique sur une partie de l'hydrogène et du carbone de la matière organique, du deutoxide d'azote, de l'azote en grande quantité, de l'acide acétique, de l'acide hydrocyanique, de l'acide oxalhydrique, de l'acide oxalique; enfin, une matière jaune amère, connue d'abord sous le nom d'*amer de Welther*, et qui n'est que de l'acide *carbazotique* identique avec celui qu'on forme en traitant l'indigo par l'acide nitrique. (*Voyez* indigo.)

Les oxides métalliques insolubles sont sans action sur les matières animales neutres; mais ceux qui sont solubles en ont plus ou moins : telles sont les solutions d'oxide de potassium et de sodium, qui décomposent à chaud les matières animales et les transforment en ammoniaque qui se dégage, en acide carbonique, en acide acétique, et d'après MM. Gay-Lussac et Chevreul, en d'autres acides particuliers qui restent unis à l'oxide métallique. C'est en raison de la solubilité de la plupart des matières animales dans la potasse et la soude caustiques, qu'on avait proposé autrefois de les employer à la fabrication des savons propres à certaines opérations d'art.

De quelques produits de la décomposition par le feu des matières animales azotées.

Huile empyreumatique animale, *huile animale de Dippel*. On donne ce nom à une huile épaisse, brune, d'une odeur fétide, qui se forme pendant la distillation de toutes les matières animales azotées. Les anciens chimistes, qui la préparaient en distillant la corne de cerf, l'avaient désignée sous le nom d'*huile de corne de cerf*.

Cette huile, rectifiée par plusieurs distillations successives, est limpide, d'abord incolore, mais elle ne tarde pas à se colorer à l'air et à la lumière et à s'épaissir en brunissant. Son odeur est forte et pénétrante, sa saveur âcre et brûlante. L'eau la dissout en petite quantité, mais l'alcool et les huiles volatiles la dissolvent facilement. Cette huile présente une réaction alcaline. D'après un chimiste allemand, M. Unverdorben, elle contiendrait quatre bases salifiables huileuses volatiles qu'il a isolées et désignées sous les noms d'*odorine*, d'*animine*, d'*olanine* et d'*ammoline*. (Traité de chimie de M. Berzélius, tome 7, page 717.)

L'huile animale de Dippel rectifiée serait composée de ces trois premières bases et d'ammoniaque. On isole cette dernière en saturant exactement l'huile par l'acide nitrique et distillant. Le liquide qui passe d'abord est l'*odorine*, on reconnaît qu'elle est pure lorsqu'elle se dissout entièrement dans l'eau. Le second produit est un mélange d'*odorine* et d'*animine* qu'on sépare par une petite quantité d'eau; enfin, le résidu de la distillation, qui forme environ le vingtième de l'huile, est un mélange d'*animine* et d'*olanine* qu'on lave à plusieurs reprises avec quatre à cinq fois son poids d'eau pour dissoudre l'animine, l'olanine reste sous forme d'un liquide huileux un peu épais.

L'ammoline, dont le nom est formé des premières syllabes *ammoniaque* et *oléane*, étant la plus forte des quatre

bases qui existent dans l'huile de Dippel, se trouve en combinaison avec les acides quand on traite l'huile non rectifiée par ceux-ci pour en isoler l'ammoniaque; elle se présente, après avoir été purifiée, sous forme d'un corps huileux incolore, plus lourd que l'eau et bleuissant le papier de tournesol rougi; l'eau en dissout $\frac{1}{200}$ à la température ordinaire; elle forme avec les acides des sels d'un aspect huileux, solubles dans l'eau et l'alcool, dont quelques-uns abandonnent une partie de l'ammoline par la distillation.

L'*odorine* est un liquide incolore, d'une odeur désagréable et d'une saveur âcre et brûlante et qui bout à + 100°. Elle bleuit le papier de tournesol et se dissout en toutes proportions dans l'eau, l'alcool et l'éther. Les acides s'y unissent et forment des sels particuliers ayant la consistance et l'aspect d'huiles grasses.

L'*animine* est sous la forme d'une huile, d'une légère odeur empyreumatique; elle exige 20 parties d'eau pour se dissoudre et une plus grande quantité d'eau chaude. Les sels qu'elle produit sont huileux.

L'*olanine* a aussi la consistance d'une huile, ayant une odeur particulière; elle brunit à l'air en s'altérant, et se transforme, d'après M. Unverdorben, en une matière brunâtre insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool, qu'il a désignée sous le nom de *fuscine* de *fuscus brun*.

Indépendamment des produits que nous venons de rapporter, il existerait dans l'huile animale non rectifiée un acide qui communiquerait à celle-ci son odeur empyreumatique et qu'on séparerait en distillant l'huile de Dippel avec ½ d'hydrate de potasse et 6 parties d'eau. Cet acide, qui a été nommé *pyrozoïque*, reste uni à la potasse au fond de la cornue; on l'isole par l'acide sulfurique et on distille la liqueur: il se présente sous la forme d'une huile volatile très-fluide, d'un jaune pâle, d'une odeur piquante et empyreumatique; il est peu soluble dans l'eau, très-

soluble au contraire dans l'alcool. Les caractères que M. Unverdorben a reconnus à cet acide laissent trop à désirer pour qu'on puisse l'admettre comme un acide nouveau.

L'un des produits les plus remarquables de la décomposition par le feu des matières animales azotées, c'est la formation du cyanure de potassium en les calcinant avec la potasse. La fabrication du bleu de Prusse est fondée aujourd'hui sur ce principe.

On fait un mélange de parties égales de potasse du commerce, soit avec des rognures de corne, soit avec du sang desséché, ou, ce qui est préférable, avec du charbon d'os (noir d'os), qui offre un volume moindre et renferme toujours une certaine quantité d'azote. Ce mélange est ensuite calciné jusqu'à la température rouge dans un grand creuset de fonte placé dans un fourneau à réverbère, et muni d'un long tuyau d'aspiration, ou dans le four d'un fourneau à réverbère.

Par la calcination, la matière animale est décomposée; il s'en dégage tous les produits que nous avons signalés plus haut, et il se forme de plus, par l'action de la potasse sur une portion du carbone et de l'azote, du cyanure de potassium qui fait partie du résidu noir charbonneux restant au fond du creuset. On délaie alors ce résidu dans douze à quinze fois son poids d'eau froide; le cyanure se dissout ainsi que les sels étrangers qui étaient contenus dans la potasse; et si on verse dans la liqueur filtrée une solution d'alun contenant la moitié de son poids de protosulfate de fer, il en résulte tout à coup, par l'excès d'acide de l'alun, une effervescence due à la décomposition d'une partie de carbonate de potasse et de sulfure de potassium, qui existaient avec le cyanure, et d'une autre part un précipité très-abondant, blanc, bleuâtre ou verdâtre sale, formé d'alumine, de bleu de Prusse et de sulfure de fer. Le bleu de Prusse provient de la réaction du cyanure

de potassium sur le sulfate de fer; l'alumine, de la décomposition de l'alun par le carbonate de potasse; et le sulfure de fer, de l'action du sulfure de potassium sur une partie du sulfate de fer.

Toutefois, ce précipité est lavé par décantation un grand nombre de fois avec de l'eau limpide. Il prend, par suite de ces lavages, une couleur bleue de plus en plus foncée, par suite de la décomposition à l'air du sulfure de fer qu'il contient. Lorsqu'il est parvenu à ce point, on le rassemble sur des toiles tendues, et on le laisse bien égoutter avant de le dessécher en morceaux plus ou moins gros : c'est sous cet état qu'on le livre dans le commerce. Suivant la proportion d'alumine qu'il renferme, il est plus ou moins coloré, ce qui constitue dans le commerce les différentes qualités de ce produit.

Le bleu de Prusse, qui, d'après son nom, rappelle celui du pays où ce composé a été obtenu pour la première fois, a été observé, en 1710, par Diesbach, fabricant de couleurs à Berlin. Ce dernier en fit la découverte accidentellement, en versant dans une décoction de cochenille, mêlée à de l'alun et du sulfate de fer, de la potasse qui avait servi à la calcination du sang desséché. Au lieu d'une laque rouge qu'il désirait obtenir, il remarqua la formation d'un précipité bleu foncé. Trompé dans son attente, il fit part de ce résultat à Dippel, qui lui avait vendu la potasse; celui-ci, se rappelant à quelle opération elle avait été employée, ne tarda pas à reconnaître quelle était la cause de ce produit, et à trouver le moyen de le former à volonté en mêlant une solution de sulfate de fer et d'alun à une lessive de potasse calcinée avec du sang, ou toute autre matière animale. Cette composition ne fut publiée que quatorze ans après, ayant été tenue secrète pendant tout ce temps.

Dès que ce produit fut connu dans sa préparation, les

chimistes s'empressèrent tour à tour d'en rechercher la nature, et bientôt on admit que c'était un composé d'oxide de fer et d'un acide particulier. Schéele le prouva dans un mémoire, où il parvint à l'isoler et à en examiner les propriétés. C'est alors qu'il le désigna sous le nom d'*acide prussique*.

Cet acide fut soumis ensuite à de nouvelles expériences, et, comme nous l'avons rapporté, l'on doit la connaissance parfaite de sa composition à M. Gay-Lussac. (*Voyez* acide hydrocyanique, premier volume.) Enfin, d'après les expériences les plus récentes, on est autorisé à conclure aujourd'hui que le bleu de Prusse est un double cyanure formé de protocyanure et de percyanure de fer, que M. Berzélius désigne sous l'épithète de *cyanure ferroso-ferrique*.

Le bleu de Prusse est très-employé dans les arts; il sert à peindre les papiers. On en fait usage dans les laboratoires pour obtenir le cyanure de mercure, le cyanure de fer et de potassium (prussiate de potasse du commerce); il a été appliqué à la teinture sur soie par M. Raymond, et fournit une belle couleur bleue solide connue sous le nom de *bleu Raymond*. Depuis quelques années, on est parvenu aussi à le fixer sur les tissus de laine.

Cyanure de fer et de potassium. Ce composé, connu autrefois sous le nom de *prussiate de potasse ferrugineux*, se prépare en faisant bouillir le bleu de Prusse privé d'alumine par les acides avec une solution de potasse caustique, jusqu'à ce qu'il ait perdu sa couleur bleue, et qu'il en ait pris une jaune rougeâtre. On filtre ensuite la liqueur pour séparer le peroxide de fer du cyanure de fer et de potassium qui est dissous, et on la concentre suffisamment; par le refroidissement, il cristallise en parallélipipèdes d'une couleur jaune citron.

Propriétés. Ce cyanure double est inodore, légèrement

sapide et inaltérable à l'air. Exposé à l'action d'une douce chaleur, il perd son eau de cristallisation, devient blanc; mais à une température élevée, il se décompose, d'après M. Berzélius, laisse dégager du gaz azote, et fournit un résidu noirâtre formé de carbure de fer et de cyanure de potassium : l'eau en opère facilement la solution.

Le cyanure de fer et de potassium est non-seulement employé comme réactif dans les laboratoires, mais il sert à teindre, dans les arts, la soie en bleu, après l'avoir imprégnée de peroxide de fer. Cette opération se pratique en plongeant, pendant un quart d'heure, de la soie écrue dans l'eau tenant en solution un vingtième de persulfate de fer, la lavant et la tenant ensuite dans une solution de savon presque bouillante. Si alors on retire la soie qui est combinée à une certaine quantité de peroxide de fer, et qu'on la mette dans une solution faible de cyanure de fer et de potassium acidulée par l'acide sulfurique, il se forme aussitôt du bleu de Prusse qui reste appliqué sur la soie, et la teint en bleu plus ou moins foncé.

Acide hydroferrocyanique. Cet acide se forme en mettant le bleu de Prusse en contact à la température ordinaire, avec de l'acide hydrochlorique concentré, ou en mêlant une solution concentrée de cyanure de fer et de potassium avec une solution alcoolique d'acide tartrique : il se forme du bi-tartrate de potasse, insoluble dans l'alcool, et l'acide hydroferrocyanique reste en solution dans l'alcool, et s'obtient en cristaux en laissant évaporer spontanément la solution alcoolique.

Dans cette décomposition, l'eau et le cyanure de potassium se décomposent; il se forme de la potasse qui s'unit à l'acide tartrique et de l'acide hydrocyanique, qui se porte sur le cyanure de fer, pour constituer ce nouvel acide.

Propriétés. L'acide hydroferrocyanique se présente en

petits grains blancs, inodores, d'une saveur acide bien marquée. Exposé à l'air, il prend peu à peu une teinte bleue; mis en contact avec la flamme d'une bougie, il brûle en produisant de vives étincelles. L'eau et l'alcool le dissolvent avec facilité; ces solutions deviennent bleues au bout de quelque temps, et laissent déposer du bleu de Prusse provenant de la décomposition d'une partie de l'acide hydroferrocyanique.

D'après quelques considérations sur la composition des sels produits par cet acide, M. Gay-Lussac le regarde comme formé d'acide hydrocyanique et de protocyanure de fer; suivant ce chimiste, cet acide, en s'unissant aux oxides, se décomposerait comme tous les autres hydracides : l'hydrogène de l'acide s'unirait à l'oxigène de l'oxide pour former de l'eau, tandis que le cyanogène se combinerait au métal et produirait un véritable cyanure qui resterait uni au protocyanure de fer, de manière à former un cyanure double.

Les sels n'ont généralement pas d'action sur les matières animales à froid; quelques-uns sont décomposés par celles-ci par l'affinité différente de l'oxide; d'autres n'agissent qu'en absorbant l'eau qui existait dans la substance animale, et la mettant hors d'une des conditions favorables à la putréfaction. A chaud, les matières animales réagiraient sur les sels par leur hydrogène et leur carbone, et produiraient sur l'oxigène de l'acide et celui de l'oxide les mêmes effets que les matières végétales.

CHAPITRE XIII.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS NEUTRES.

De la fibrine.

La fibrine est un des principes immédiats les plus abondans dans le corps des animaux; elle existe dans le sang, le chyle, la lymphe, et forme la base de la chair musculaire.

On l'isole avec facilité du sang, en battant celui-ci à sa sortie de la veine avec un petit faisceau de branches de bois de bouleau; elle se sépare sous forme de longs filamens rougeâtres qui peuvent être blanchis par des immersions réitérées dans l'eau. On l'obtient encore, en lavant et broyant sous un filet d'eau le caillot de sang placé sur un tamis de crin : l'eau entraîne dans sa chute la matière colorante qui fait partie du caillot avec la fibrine, et laisse celle-ci sous forme de petits filamens qu'on rend blancs ensuite par plusieurs lavages.

Propriétés. La fibrine, ainsi obtenue, renferme toujours une petite quantité de matière grasse qui existait dans le sang, et qu'elle cède à l'alcool ou à l'éther : elle se présente en petits filamens blancs, opaques, légèrement élastiques, insipides, inodores, insolubles dans l'eau. Exposée à l'air, elle abandonne l'eau qu'elle contient, se dessèche, devient demi-transparente, dure et cassante, en perdant les $\frac{4}{5}$ de son poids; mais si on la remet dans l'eau, elle ne tarde pas à reprendre ses premières propriétés. Le calorique agit sur elle comme sur toutes les matières azotées;

au feu, elle se contracte, se boursoufle, et se décompose en donnant tous les produits que nous avons énoncés, et laissant un charbon difficile à incinérer, qui contient de petites quantités de phosphate de chaux et de carbonate de la même base.

L'eau froide est sans action sur la fibrine, l'eau bouillante la durcit sans la dissoudre; conservée au milieu de ce liquide et au contact de l'air, elle finit par se putréfier et se transformer en produits solubles, à l'exception de la petite quantité de matière grasse qu'elle contient, et qui rend trouble l'eau où la décomposition s'est opérée.

Les acides hydrochlorique et sulfurique faibles n'ont que peu d'action sur la fibrine, ils semblent se combiner avec elle en en dégageant un peu d'azote; l'acide sulfurique concentré mis peu à peu en contact avec la fibrine, la transforme en substances solubles dans l'eau. L'acide nitrique faible en dégage beaucoup d'azote, la jaunit, en sépare la graisse qu'elle contient naturellement, et fournit tous les produits que nous avons signalés dans les généralités, c'est-à-dire une certaine quantité d'acide malique, d'acide oxalique et une matière jaune amère et très-acide; l'acide acétique faible jouit de la propriété de ramollir la fibrine et de la transformer en une gelée transparente qui se dissout ensuite dans l'eau bouillante. Cette dissolution de fibrine est sans couleur; elle est précipitée par tous les acides et les alcalis non en excès, ainsi que par la solution de *cyanure de fer et de potassium*. Lorsque la fibrine a éprouvé l'action de l'eau bouillante, elle perd la propriété de se dissoudre dans l'acide acétique, et se rapproche alors de l'albumine avec laquelle elle a du reste beaucoup d'analogie. Les solutions de potasse et de soude dissolvent avec facilité la fibrine; à chaud, elles la décomposent et en dégagent de l'ammoniaque.

D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, elle est composée

de carbone 53,360, d'oxigène 19,615, d'hydrogène 7,021, et d'azote 19,934.

La fibrine est sans usages par elle-même ; mais comme elle forme la base de la chair musculaire et du sang, on doit la regarder comme une des substances les plus nutritives.

De l'albumine.

Les chimistes ont donné le nom d'*albumine* à un principe immédiat qui forme la base du blanc d'œuf (*albumen*), et qui est très-répandu dans beaucoup de liquides animaux et quelques substances solides. L'albumine existe sous deux états différens; à l'état solide, elle entre dans la composition de certains tissus ; à l'état liquide, ou unie à une plus ou moins grande quantité d'eau et à quelques substances salines, elle se rencontre abondamment dans le blanc d'œuf, le sérum du sang, le chyle, la synovie, etc., et dans la plupart des liquides morbides.

L'albumine liquide, que l'on peut regarder comme une solution aqueuse de cette matière, existe presqu'à l'état de pureté dans le blanc d'œuf ; elle est alors incolore, visqueuse, filante, d'une saveur fade mucilagineuse, plus pesante que l'eau, verdit le sirop de violettes par la petite quantité de soude libre qu'elle contient naturellement. Exposée à l'action de la chaleur, elle se prend et se coagule à + 70°, même à l'abri de l'air, en une masse blanche, opaque, insoluble dans l'eau. Cette coagulation s'opère par suite de la cohésion que prennent les molécules d'albumine par l'action du calorique, cohésion qui l'emporte alors sur son affinité pour l'eau. Etendue d'une grande quantité d'eau, elle perd la propriété de se coaguler, sans doute par la distance trop grande où se trouvent placées ses particules.

L'eau se mêle en toutes proportions avec l'albumine li-

quide; mais il n'en est pas de même de l'alcool, qui, par son affinité pour l'eau, la coagule en flocons blancs.

Placée dans un courant galvanique, la solution d'albumine se coagule sur-le-champ autour du fil positif; mais cette coagulation paraît dépendre, comme nous l'avons prouvé en 1819, de la décomposition du chlorure de sodium qu'elle contient. Le chlore de ce composé, transporté au pôle positif, se combine alors avec l'albumine et détermine sa précipitation.

Les acides minéraux concentrés, tels que l'acide sulfurique, l'acide nitrique et l'acide hydrochlorique coagulent l'albumine et forment avec elle des composés blancs insoluble. Le précipité formé par l'acide nitrique est si insolubles, qu'une solution d'albumine étendue d'une très-grande quantité d'eau se trouble par quelques gouttes de cet acide. Les composés d'albumine et d'acide sont toutefois redissous par un excès de leur propre acide; l'acide hydrochlorique concentré jouit d'une propriété remarquable: c'est, en redissolvant l'albumine, de déterminer la formation d'une belle couleur bleue violette.

Cette coloration, observée par M. Caventou, se produit avec quelques autres matières animales différentes de l'albumine. Parmi les acides qui ne forment point de précipité avec l'albumine, il n'y a que les acides phosphorique et acétique.

Les oxides métalliques s'unissent aussi à l'albumine, et forment avec elle des composés. Les oxides de potassium et de sodium jouissent de la propriété de s'y combiner, de s'opposer à sa coagulation par la chaleur, et de la redissoudre même lorsqu'elle a été coagulée; tous les autres oxides forment avec elle des composés insolubles qu'on obtient en mêlant leurs sels à une solution d'albumine. C'est ainsi qu'elle agit sur la plupart des sels des quatre dernières sections. Le deutochlorure de mercure est égale-

ment précipité de sa solution par l'albumine, et forme avec elle un composé triple tout-à-fait insoluble et sans action sur l'économie animale. C'est en raison de cette propriété qu'elle a été préconisée pour combattre l'empoisonnement par le sublimé corrosif et par les sels mercuriels qu'elle décompose en s'unissant à l'oxide. Enfin, l'infusion de noix de galle, ou la décoction des matières astringentes, produit avec l'albumine un composé insoluble.

Abandonnée à elle-même, en contact avec l'eau, l'albumine ne tarde pas à se putréfier et à exhaler des produits fétides mêlés d'une grande quantité de gaz hydro-sulfurique. La production de ce gaz est due à une certaine quantité de soufre qu'elle contient naturellement, et qui est aussi la cause de la couleur noire que prennent les vases d'argent dans lesquels on fait cuire des œufs.

L'albumine est composée, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de : carbone 52,883, oxigène 23,872, hydrogène 7,540, azote 15,705.

Usages. La présence de l'albumine dans la plupart des substances animales qui nous servent d'alimens doit la faire regarder comme une matière nutritive par ses propriétés ; elle est employée à plusieurs usages. C'est sur sa coagulation par la chaleur qu'est fondé l'emploi qu'on en fait dans les arts pour clarifier les sirops, le petit-lait, etc. C'est aussi sur sa précipitation par le tannin et les acides qu'est établi l'usage qu'on en fait pour clarifier les vins et la bière.

Du caséum.

Ce principe immédiat a été ainsi nommé parce qu'il forme la base des différens fromages ; il n'a encore été rencontré que dans le lait, où il existe en solution, mêlé au beurre, à l'acide lactique, au sucre de lait et à différens sels. On le connaît sous deux états : 1° coagulé tel qu'il se

sépare spontanément du lait qui s'aigrit à l'air; 2° non coagulé et pur.

On l'obtient en ajoutant au lait écrémé de l'acide sulfurique étendu, il se précipite en combinaison avec cet acide sous forme d'un caillot blanc qu'on lave bien sur un filtre. Si après l'avoir délayé dans l'eau distillée on le fait digérer avec du carbonate de barite, l'acide sulfurique se combine avec la barite, et le caséum redevenu libre, se dissout dans l'eau. On sépare le sulfate de barite par la filtration et la liqueur mucilagineuse évaporée laisse déposer le caséum sous forme de pellicules blanches qui deviennent dures et transparentes par la dessiccation.

Propriétés. Le caséum anhydre est solide, jaunâtre, insipide, inodore, sans action sur les couleurs végétales; au feu, il se boursoufle en se décomposant et donne tous les produits des substances azotées; le charbon qu'il laisse fournit beaucoup de phosphate de chaux par son incinération. L'eau le redissout facilement et forme avec lui une solution mucilagineuse d'un jaune pâle. Cette solution chauffée exhale l'odeur du lait bouilli et se couvre d'une pellicule blanche, tous les acides la coagulent et y forment un caillot blanc; l'alcool dissout un peu de caséum, plus à chaud qu'à froid.

Le caséum coagulé ou uni à un acide, est insoluble dans l'eau froide et bouillante, solùble dans les alcalis caustiques et dans l'ammoniaque, ainsi que dans les acides végétaux concentrés et les acides minéraux étendus d'eau.

Abandonné à lui-même lorsqu'il est humide, il éprouve bientôt la fermentation putride, et donne, entre autres produits, de l'acide acétique, de l'acétate d'ammoniaque, une matière particulière peu azotée, désignée improprement par Prout sous le nom d'*oxide caséeux*. Tous ces produits se trouvent dans les fromages plus ou moins avancés.

Suivant MM. Gay-Lussac et Thénard, le caséum, tel qu'il se dépose dans du lait aigri, est composé de : carbone 59,781, oxigène 11,409, hydrogène 7,429, azote 21,381.

Usages. Le caséum, comme partie constituante du lait, doit être considéré comme une des substances les plus nutritives ; isolé, il jouit également de cette propriété, puisqu'il forme la base de tous les fromages frais ou fermentés ; dans ce dernier cas seulement, il est plus ou moins altéré dans ses propriétés physiques et chimiques.

Du mucus.

On a donné ce nom à la substance animale particulière qui, unie à l'eau, constitue le fluide plus ou moins visqueux qui lubréfie la surface de toutes les membranes muqueuses où il est continuellement sécrété.

Sous cet état, le mucus existe à la surface des fosses nasales, de la bouche, de l'estomac, des intestins, de la vessie, de la vésicule du fiel, etc. Il est transparent, visqueux, filant, inodore, insipide. Exposé à l'action du calorique, il ne se coagule point, mais se dessèche peu à peu et se transforme en une matière demi-transparente analogue à la corne ; il est peu soluble dans l'eau froide et chaude, soluble dans les acides affaiblis et les alcalis. Lorsqu'il a été desséché, il se gonfle dans l'eau, s'y ramollit sans s'y dissoudre ainsi que dans les acides. Le mucus, tel qu'il est sécrété à la surface des muqueuses, contient une petite quantité de soude libre, de chlorure de potassium et de sodium, et un peu de phosphate de chaux.

Son analyse n'a pas encore été faite ; on admet que plusieurs parties solides, telles que l'épiderme, les ongles, les cors, les durillons, les cheveux, la corne, la laine, les plumes, etc., sont formées presque entièrement de mucus solidifié.

D'après M. Berzélius, le mucus présente des différences

dans ses propriétés, suivant les parties qui l'ont sécrété. C'est ainsi que le mucus des narines est identique avec celui de la trachée, et que ces deux produits diffèrent du mucus de la vésicule du fiel, des intestins et des conduits de l'urine; mais ces variations ne dépendent-elles pas des substances étrangères qui peuvent s'y trouver? C'est ce qu'il est permis de présumer, car, d'après M. Berzélius, le mucus de la vésicule du fiel est toujours plus ou moins coloré en jaune, sans doute par quelques élémens de la bile qui s'y trouvent.

De l'osmazôme.

Ce nom, dérivé de deux mots grecs οσμη, odeur, ζωμη, bouillon, a été donné par M. Thénard au principe savoureux et odorant du bouillon, obtenu par l'action de l'eau sur les muscles. Ce principe a été trouvé non-seulement dans d'autres tissus animaux, mais aussi dans certains fluides.

On l'obtient en broyant avec de l'eau distillée les muscles coupés en petits morceaux, filtrant la solution qui est colorée en rouge par les principes du sang, et l'évaporant jusqu'à siccité à une douce chaleur, après avoir enlevé par la filtration les flocons d'albumine coagulée qui s'y sont formés. Le résidu, traité par l'alcool à 30°, cède à ce liquide l'osmazôme, qu'on sépare ensuite par une évaporation ménagée.

Propriétés. L'osmazôme se présente alors sous la forme d'un extrait liquide, jaune rougeâtre très-foncé, d'une odeur qui rappelle celle du bouillon; sa saveur est semblable à celle du jus de viande, et un peu salée par une petite quantité de chlorure de sodium qu'elle contient. Elle ne s'altère que lentement à l'air et se dissout facilement dans l'eau et l'alcool faible. Sa solution aqueuse est précipitée par l'infusion de noix de galle, l'acétate de plomb,

le nitrate de mercure et le nitrate d'argent ; mais les précipités formés par ces derniers sels sont dus en partie au chlorure de sodium qu'elle contient.

C'est à ce principe que le bouillon et le jus de viande doivent leurs propriétés nutritives particulières ; il paraît entrer pour $\frac{1}{7}$ dans les meilleurs bouillons.

Les propriétés de l'osmazôme, telles que nous les avons rapportées, doivent faire regarder ce principe comme un mélange de plusieurs substances non encore bien isolées, aussi M. Berzélius le désigne-t-il dans son ouvrage sous le nom d'*extrait alcoolique de viande*.

De l'urée.

L'urée est une substance particulière qui se trouve dans l'urine de l'homme et de tous les animaux ; elle a été d'abord signalée par Rouelle le cadet, et étudiée ensuite par Vauquelin et Fourcroy, qui lui ont donné le nom qu'elle porte aujourd'hui.

Pour la retirer de l'urine humaine où elle existe mêlée à une grande quantité de sels différens, on l'évapore en consistance sirupeuse à une douce chaleur, et l'on ajoute peu à peu par l'agitation, à ce résidu, son volume d'acide nitrique à 24°. Il en résulte aussitôt une foule de cristaux aiguillés de *nitrate acide d'urée*, qu'on durcit en plongeant le mélange dans la glace pilée, les lavant ensuite avec de petites quantités d'eau à zéro, et les comprimant entre plusieurs doubles de papier joseph.

Le nitrate acide d'urée étant ainsi obtenu, on le dissout dans l'eau et on en sature l'acide nitrique par le carbonate de potasse, puis on évapore la liqueur presque à siccité ; en mettant le résidu en contact avec de l'alcool à 40°, l'urée seule se dissout et se sépare du nitrate de potasse. En concentrant convenablement la solution alcoo-

lique décolorée d'abord par le charbon et l'abandonnant à elle-même, l'urée cristallise.

Propriétés. L'urée, à l'état de pureté, se présente en longues aiguilles prismatiques tronquées, incolores, inodores et transparentes; sa saveur est fraîche et piquante; elle est sans action sur les couleurs végétales. Soumise à l'action de la chaleur, elle fond à + 120°, mais à quelques degrés au-dessus elle bouillonne en se décomposant, il se sublime du carbonate d'ammoniaque et il reste au fond de la cornue une matière pulvérulente blanchâtre qui est de l'acide cyanurique, suivant MM. Woehler et Liebig, ou le même acide que celui qui se produit dans la distillation de l'acide urique et qui avait été désigné sous le nom d'*acide pyrourique*.

L'urée est inaltérable à l'air sec, mais elle tombe en déliquescence à l'air chaud et très-humide; l'eau à + 15° en dissout plus de son poids et l'eau bouillante en toutes proportions.

Sa solution aqueuse se décompose avec la plus grande facilité, même à la température de + 100°, elle se convertit en carbonate d'ammoniaque par la décomposition de l'eau; cette réaction a lieu plus promptement en présence des acides sulfurique et hydrochlorique par la tendance qu'ils ont de s'unir à l'ammoniaque.

Exposée à l'air, la solution d'urée se colore peu à peu, devient brune au bout d'un temps assez long, et se trouve convertie en partie en sous-carbonate d'ammoniaque.

La solution aqueuse d'urée n'est précipitée par aucun sel; de tous les acides, il n'y a que l'acide nitrique qui s'y unisse directement et la précipite, lorsqu'elle est concentrée, sous forme de petits cristaux blancs, peu solubles dans l'eau froide, *nitrate acide d'urée*. Ce caractère particulier permet de distinguer ce principe de tous les autres.

D'après M. Prout, l'urée est composée de : azote 46,78,

hydrogène 6,60, carbone 20,20, oxigène 26,42; sa composition atomique est donc $Az^2\,H^4\,C^1\,O^1$. En ajoutant à cette formule 1 atome d'eau, on a la composition d'un atome de carbonate d'ammoniaque anhydre, ce qui explique facilement la transformation de l'urée en carbonate d'ammoniaque. Enfin, si on double la valeur de l'atome de l'urée, sa composition correspond à un atome de cyanite d'ammoniaque cristallisé $= Az^2\,C^2\,O + Az^2\,H^6 + H^2\,O$.

M. Woëhler a démontré, en effet, que le cyanite d'ammoniaque formé directement se convertissait sous l'influence de l'eau en urée, tout-à-fait semblable à celle retirée de l'urine. Cette transformation fait voir que des corps ayant la même composition chimique, peuvent différer par leurs propriétés, suivant la manière dont les atomes simples sont disposés les uns à l'égard des autres.

Du sucre de lait.

Cette substance sucrée, comme l'indique son nom, existe dans le lait; elle se trouve en solution dans le petit-lait, et peut en être séparée par la concentration et la cristallisation.

Propriétés. Le sucre de lait est blanc, inodore, sa saveur est douce et sucrée; il cristallise en prismes terminés par des pyramides quadrangulaires; sous cet état, il est dur et croquant sous la dent. Exposé à l'action du feu, il fond, se boursoufle, se charbonne en répandant une odeur piquante de gomme brûlée; il est très-peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, qui, lorsqu'elle en est saturée, le laisse cristalliser par refroidissement. L'alcool n'a aucune action sur lui, il le précipite même de sa solution aqueuse par son affinité pour l'eau; le ferment ne lui fait éprouver aucune altération.

Les acides nitrique et sulfurique le décomposent; le premier le transforme à chaud en acide oxalhydrique, oxa-

lique et mucique; le second à froid le convertit en une matière gommeuse très-soluble dans l'eau, qu'on transforme en sucre analogue à celui de raisin par son ébullition dans l'eau aiguisée d'acide sulfurique.

D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, le sucre de lait cristallisé est composé de : carbone 38,825, oxigène 53,834, hydrogène 7,341, d'où l'on voit qu'il se rapproche beaucoup de la gomme par sa composition et par ses propriétés. Mais en déduisant 12 p. o/o d'eau que contient ce sucre, sa composition serait, d'après M. Berzélius, de : carbone 45,94, hydrogène 6,00, oxigène 48,06 = $C^6 H^8 O^4$.

Du sucre biliaire.

Ce principe sucré de la bile a été isolé par M. Gmelin; on l'obtient en précipitant par le sous-acétate de plomb la bile étendue d'eau, faisant passer un courant de gaz hydrosulfurique dans la liqueur filtrée et l'évaporant à une douce chaleur; il cristallise en petits grains jaunâtres qu'on lave avec un peu d'eau froide, et qu'on exprime avec force entre plusieurs doubles de papier joseph.

Propriétés. Ce sucre, purifié par cristallisation, est en petits grains incolores ou d'un jaune brunâtre; sa saveur sucrée est persistante comme celle de la réglisse; il est inaltérable à l'air; chauffé, il fond, se boursoufle et se décompose en émettant une odeur d'abord un peu aromatique, et ensuite de corne brûlée. L'eau et l'alcool le dissolvent avec facilité, mais il est insoluble dans l'éther. Le ferment n'a aucune action sur la solution de ce sucre. Quoique son analyse n'ait pas encore été faite, on ne peut douter qu'il contienne de l'azote comme l'attestent les produits ammoniacaux qu'il fournit en le distillant.

De la résine biliaire.

Cette résine se retire en précipitant d'abord la bile étendue d'eau par l'acétate neutre de plomb, et ensuite par l'acétate tribasique. Ce dernier précipité est recueilli, délayé ensuite dans l'eau acidulée par l'acide acétique, et décomposé par un courant d'acide hydrosulfurique : la liqueur filtrée abandonne par l'évaporation une masse résiniforme qu'on lave à l'eau chaude et qu'on dissout ensuite dans l'alcool. En ajoutant de l'eau à la solution alcoolique, la résine est précipitée et le sucre biliaire qu'elle contenait reste dans l'eau.

Propriétés. La résine biliaire se présente en une masse solide d'un brun clair, qui se ramollit entre les doigts. Elle est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, duquel l'eau la précipite. L'acide sulfurique la dissout lentement à froid, tandis que l'acide nitrique la décompose. Les alcalis caustiques la dissolvent.

CHAPITRE XIV.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS COLORÉS.

De la matière colorante du sang (Hémachroïne).

Nous désignons sous le nom d'hémachroïne le principe colorant pur du sang, débarrassé des différentes substances auxquelles il est uni dans le sang des animaux. On le connaît aussi sous le nom d'*hématosine*, mais le premier nom dérivé de *αἷμα*, sang, et *χρόω*, je teins, nous paraît plus convenable pour distinguer ce principe immédiat ; il peut

exister sous trois états différens : 1° en suspension dans le sérum, 2° dissous dans l'eau, 3° à l'état coagulé et insoluble dans l'eau.

M. Brande, qui en a démontré le premier l'existence et les caractères, l'obtient en abandonnant à lui-même le sang séparé de sa fibrine par l'agitation : il se dépose peu à peu du sérum, mêlé encore à un peu d'albumine et de fibrine.

M. Berzélius emploie un autre procédé, qui consiste à couper en tranches minces le caillot du sang bien égoutté, le presser entre des feuilles de papier joseph pour enlever le sérum qui peut y rester, et à le triturer ensuite dans l'eau pour dissoudre la matière colorante et la séparer de la fibrine. En exposant alors la solution à l'action de la chaleur au-dessous de + 60°, il en vaporise l'eau et obtient la matière colorante.

Lorsque la matière colorante a été extraite par ces deux procédés, elle est soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et l'éther. Vue au microscope, elle paraît composée de globules ; sa solution aqueuse se trouble à une température de + 90°, et la laisse déposer entièrement. Les acides affaiblis, à l'exception de l'acide sulfurique, la dissolvent à froid, et forment avec elle des dissolutions qui ont une couleur rouge cerise foncée par réflexion, et verdâtre par réfraction. Les solutions de potasse et de soude caustiques, ainsi que celles de leurs carbonates, la dissolvent aussi avec facilité en se colorant fortement en rouge.

Décomposée par le feu, elle donne tous les produits des substances azotées, et laisse un charbon qui fournit par son incinération une cendre rougeâtre formée de la moitié de son poids de peroxide de fer, de phosphate, de carbonate de chaux et de sous-phosphate de fer.

Comme la présence du fer ne peut être démontrée par les réactifs dans les solutions acides de la matière co-

lorante, M. Berzélius pense avec raison que celle-ci le contient à l'état métallique, et qu'il fait partie de ses élémens.

Dans un nouveau travail, publié en 1830, M. Lecanu a démontré que la matière colorante obtenue par ce dernier procédé n'est point pure, qu'elle contient encore une certaine quantité d'albumine qui lui est combinée, et dont on ne peut l'en priver que par le procédé suivant qu'il a suivi.

Pour obtenir l'hémachroïne pure, M. Lecanu verse un léger excès de sous-acétate de plomb dans du sang de bœuf privé de fibrine et étendu de quatre à cinq fois son poids d'eau. La plus grande partie de l'albumine est précipitée par ce réactif; il ajoute à la liqueur filtrée assez de sulfate de soude dissous pour décomposer l'excès de sous-acétate employé, et sépare le précipité par la filtration. L'addition d'une suffisante quantité d'acide hydrochlorique pur décolore la liqueur rouge en donnant lieu à des flocons bruns d'hydrochlorate acide d'hémachroïne. Ces flocons, recueillis sur un linge, exprimés fortement et séchés au bain-marie, sont ensuite traités par l'alcool bouillant, qui les dissout en partie. La solution alcoolique étant mise en contact avec l'ammoniaque liquide ajoutée goutte à goutte, afin qu'il n'y en ait pas excès, se trouble; de brune qu'elle était, elle passe au rose, et laisse déposer d'abondans flocons rouges d'hémachroïne qu'on lave à plusieurs reprises à l'eau bouillante pour lui enlever les dernières portions d'ammoniaque et qu'on sèche ensuite.

Propriétés. L'hémachroïne récemment précipitée se présente à l'état d'hydrate d'une couleur de sang qui passe au brun rouge foncé par la dessiccation; elle est inodore, insipide, insoluble dans l'eau et l'alcool à aucune température, très-soluble dans les solutions faibles de potasse et d'ammoniaque, dans l'acide sulfurique concentré et les

acides hydrochlorique et acétique. Exposée à l'action de la chaleur, l'hémachroïne fond, se boursoufle, se décompose en fournissant de l'huile, des vapeurs ammoniacales et un charbon volumineux, dont on retire, par l'incinération, un résidu rouge formé uniquement de peroxide de fer. La proportion de ce peroxide s'élève à 1,40 pour l'hémachroïne du sang de bœuf, et à 1,74 pour celle du sang d'homme.

Quoique l'hémachroïne n'ait point encore été analysée, on peut conclure des produits qu'elle fournit par le feu que c'est un composé quinternaire dont la formule peut être représentée par C + H + Az + O + Fe.

De la matière colorante de la bile (Choléchroïne).

Cette matière, qui colore la bile, a été connue sous le nom de *matière résineuse verte*, *matière grasse*; elle est combinée à plusieurs principes dans la bile de bœuf, et à la soude dans la bile de porc.

On obtient cette matière de la bile en étendant celle-ci de plusieurs fois son volume d'eau distillée, versant de l'acide nitrique faible pour en précipiter une matière animale, filtrant et ajoutant à la liqueur une solution d'acétate de plomb; il en résulte un précipité blanc verdâtre, composé principalement de la matière verte de la bile et d'oxide de plomb. Si, après avoir recueilli ce précipité et l'avoir bien lavé, on le fait digérer à une douce chaleur avec de l'acide nitrique faible, l'oxide de plomb est dissous, et la matière verte est séparée sous forme de beaux flocons verts insolubles dans l'eau.

Propriétés. Cette matière, à l'état de pureté, est solide, d'une couleur verte très-foncée en masse; sa cassure est résineuse. Exposée à l'action de la chaleur, elle fond, se boursoufle en répandant une fumée blanche épaisse d'une odeur piquante; elle est très-peu soluble dans l'eau, so-

luble dans l'alcool qu'elle colore en beau vert. Cette solution alcoolique est troublée par l'eau comme la solution alcoolique des résines.

Les acides minéraux affaiblis sont sans action sur elle ; mais concentrés, ils la décomposent à chaud. L'acide nitrique présente un résultat remarquable à froid : il la rend d'abord violette et ensuite rougeâtre, et finit par la rendre jaune. A l'aide de la chaleur, il la transforme en une matière jaune orangée, acide, insoluble dans l'eau. Cette action particulière de l'acide nitrique permet de la distinguer des autres matières colorantes.

Cette matière colorante, différente de celles qui sont connues, avait été désignée, par M. Thénard, sous le nom de *matière verte de la bile*, *matière résineuse*. Nous pensons que le nom de *choléchroïne* (χολη, bile, et χροω, je teins) lui conviendrait mieux, en ce qu'il éviterait l'emploi d'une périphrase pour indiquer son origine.

CHAPITRE XV.

Des principes immédiats très-hydrogénés.

Les principes que nous avons placés dans ce chapitre se trouvent le plus ordinairement réunis entre eux, et composent les différentes espèces de corps gras qu'on rencontre dans les animaux. Ils ont des caractères qui ne peuvent les faire confondre avec les autres principes; ils sont fluides ou solides, plus ou moins fusibles, insipides, gras au toucher, sans action sur la teinture de tournesol, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et l'éther, plus ou moins inflammables, et jouissent de la plupart des propriétés qui appartiennent aux différens corps gras.

Stéarine et oléine.

Ces deux principes, dont nous avons déjà signalé l'existence dans les huiles végétales, se rencontrent aussi dans toutes les graisses animales; mais ils sont souvent associés à d'autres principes, comme M. Chevreul l'a démontré dans ses recherches sur les corps gras.

Leurs propriétés ayant déjà été rapportées, nous nous contenterons de rappeler ici leur extraction des graisses de porc, de mouton et de bœuf.

Si, après avoir dissous dans l'alcool bouillant une portion de l'une des graisses indiquées ci-dessus, on laisse refroidir la solution alcoolique, la stéarine se précipite presque entièrement sous forme de petites aiguilles, tandis que l'oléine, plus soluble dans l'alcool, reste dissoute en retenant une petite quantité de stéarine. Toutefois, la stéarine qui s'est ainsi précipitée de l'alcool renferme de la margarine et un peu d'oléine dont on la prive par plusieurs solutions dans l'alcool bouillant. Quant à l'oléine, elle se retire par l'évaporation de l'alcool qui a laissé déposer la stéarine, et pour la séparer des dernières portions de celle-ci, on l'expose à une température de 0, ou à quelques degrés au-dessous, et on la filtre après pour l'isoler de la stéarine qui s'en est précipitée à cette température.

La stéarine et l'oléine peuvent encore être séparées des graisses par les mêmes moyens mécaniques que ceux que nous avons indiqués pour les isoler des huiles, c'est-à-dire par la congélation et la compression entre des feuilles de papier joseph. Mais le seul moyen d'avoir la stéarine pure consiste à verser sur le suif fondu au bain marie, cinq à six fois son volume d'éther et à laisser refroidir le mélange. La matière qui se dépose fortement exprimée, offre, d'après M. Lecanu, la stéarine très-pure.

La stéarine, à l'état de pureté, est solide, blanche, et

cassante comme de la cire; elle est insipide, inodore, sans action sur le tournesol. Exposée à l'action de la chaleur, elle se fond à + 44°, et se décompose à une température élevée en donnant du gaz hydrogène carboné, des acides carbonique, acétique, sébacique, margarique, oléique, des huiles rousses, un principe odorant, et laissant un petit résidu charbonneux.

L'eau n'a point d'action sur la stéarine, mais elle se dissout dans six à sept fois son poids d'alcool concentré bouillant, et s'en sépare par le refroidissement en aiguilles blanches brillantes et légères.

Traitée par les alcalis, la stéarine se saponifie et se transforme en acide stéarique pur et en glycérine. 100 de stéarine donnent 96,8 d'acide stéarique et 8 de glycérine hydratée.

La stéarine de graisse de mouton est formée de : carbone 78,776, hydrogène 11,770; oxigène 9,454. $= C^{73} H^{140} O^{7}$.

Suivant M. Chevreul, la stéarine retirée de plusieurs corps gras offrirait des différences dans son point de fusion et dans sa solubilité dans l'alcool, ce qui tendrait à établir des variétés de cette espèce, si la stéarine pouvait être obtenue au même état de pureté dans toutes les circonstances.

L'*oléine* se retire, comme nous l'avons dit ci-dessus, en dissolvant les graisses dans l'alcool bouillant; comme elle est plus soluble, elle reste en solution après la précipitation de la stéarine. On la sépare en évaporant l'alcool à $\frac{1}{8}$ de son volume; elle flotte alors à la surface de la liqueur comme de l'huile, et ne doit être regardée comme pure qu'après l'avoir refroidie à zéro pour en séparer la portion de stéarine qui y est restée.

L'oléine, à l'état de pureté, a l'aspect de l'huile par sa consistance; elle est incolore, presque sans odeur, d'une

saveur douçâtre ; sa densité est de 0,913 ; elle se congèle à — 7°, et cristallise en une masse formée d'aiguilles ; au feu elle se décompose et donne tous les produits de la stéarine ; l'eau est sans action sur elle ; l'alcool bouillant la dissout ainsi que l'éther sulfurique. Mise en contact avec une solution bouillante de potasse caustique, elle se saponifie et se convertit seulement en acide margarique, oléique, et en glycérine, en fournissant plus de ce dernier produit que la stéarine.

Comme la stéarine, l'oléine paraît présenter des différences dans sa solubilité dans l'alcool, suivant les corps gras d'où elle a été retirée ; elle fournit environ une proportion double de glycérine par la saponification.

L'oléine est formée, suivant M. Chevreul, de : carbone 79,030, hydrogène 11,422, oxigène 9,548.

Sa proportion, dans les graisses solides, s'élève de 60 à 70 pour 100, dans les graisses molles elle est plus grande.

La *margarine* est une substance qui existe dans le suif, l'axonge et dans quelques autres graisses. D'après M. Lecanu, on l'obtient en abandonnant à une évaporation spontanée l'éther qui a servi à isoler la stéarine du suif, elle se dépose en flocons qu'on exprime fortement dans un linge. Cette matière analogue à la stéarine par son aspect, en diffère par son point de fusion qui est à + 47 et par sa plus grande solubilité dans l'éther ; la potasse la transforme en glycérine et en un acide fusible à + 66°. Son analyse n'a pas encore été faite.

Butyrine.

M. Chevreul a donné ce nom à un principe particulier qu'il a retiré du beurre et qui s'y trouve uni à l'oléine, à la stéarine, et à une petite quantité d'acide butyrique.

Pour obtenir la butyrine, on fait fondre une certaine

quantité de beurre frais pour le séparer par décantation du caséum et du lait de beurre qu'il retient. Lorsqu'il est ainsi purifié, on le laisse refroidir lentement dans une capsule, et on le maintient pendant plusieurs jours à une température de + 15°; la plus grande partie de la stéarine cristallise en petits grains blancs, tandis que l'oléine et la butyrine restent unies ensemble, et forment un liquide huileux qui la surnage et qu'on sépare par la filtration. En mettant en contact cette partie liquide à la température de + 19°, avec son poids d'alcool à 0,796 de densité, et l'agitant de temps en temps, la butyrine est dissoute et séparée de l'oléine. On évapore la solution alcoolique, et on fait bouillir le résidu dans l'eau avec un peu de carbonate de magnésie, pour neutraliser l'acide butyrique et le transformer en butyrate de magnésie soluble dans l'eau. La butyrine reste mêlée à l'excès de carbonate de magnésie; on la dissout dans l'alcool bouillant, et on fait évaporer la solution pour l'obtenir à l'état de pureté.

Propriétés. La butyrine est fluide à la température ordinaire, jaunâtre, presque toujours d'une odeur qui rappelle celle du beurre en fusion. Sa densité est de 0,908; elle se congèle à 0. L'eau est sans action sur elle; l'alcool, à 0,822 de densité, la dissout en toutes proportions. Traitée par la potasse et la soude caustiques, elle se saponifie facilement, et se transforme en acides butyrique, caproïque, caprique, margarique, oléique, et en glycérine.

Phocénine.

Ce nom a été donné, par M. Chevreul, à un principe huileux analogue à l'oléine, qu'il a isolé de l'huile de marsouin. On la sépare en dissolvant cette huile dans l'alcool bouillant, laissant refroidir la solution, décantant la partie liquide et la distillant à une douce chaleur. Le résidu

huileux fixe est légèrement acide; il contient la phocénine unie à une petite quantité d'acide phocénique, qu'on sépare par un peu de carbonate de magnésie, comme nous l'avons indiqué pour la purification de la butyrine dans le paragraphe précédent.

Propriétés. La phocénine est très-fluide à la température ordinaire. Son aspect est celui d'une huile plus légère que l'eau; elle a une odeur faible qu'on ne saurait définir. Sa densité est de 0,954; elle est insoluble dans l'eau, très-soluble, au contraire, dans l'alcool bouillant. Traitée à chaud par une solution de potasse, elle est dissoute et convertie en acides phocénique, oléique et en glycérine, ce qui la distingue de la butyrine et de l'oléine, qui donnent des résultats différens par la saponification.

Hircine.

Ce principe, analogue à la butyrine et à la phocénine, se rencontre dans la graisse de mouton et de bouc unie à l'oléine. C'est surtout sa présence dans la graisse de ce dernier animal (*hircus*, bouc) qui lui a valu le nom qu'il porte.

L'hircine se retire de la graisse de bouc par un procédé analogue à celui qui fournit la butyrine et la phocénine: elle a été encore peu étudiée; elle paraîtrait différer de ces deux dernières par un acide particulier (acide hircique) qu'elle donnerait en la traitant par les alcalis caustiques.

Cétine.

Ce nom a été proposé par M. Chevreul, pour désigner la matière grasse particulière qui forme le blanc de baleine.

On l'obtient à l'état de pureté en dissolvant le blanc de baleine dans l'alcool bouillant et laissant refroidir la so-

lution, d'où se sépare la cétine sous forme de lames cristallines,

Propriétés. La cétine, ainsi extraite, est blanche, insipide, inodore, douce au toucher, sans action sur le tournesol, fusible à + 49°. A la distillation, elle donne un peu d'huile et d'acide, et une matière blanche cristalline presque égale au poids de la cétine; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, mais en petite quantité; car cent parties de ce liquide bouillant de 0,821 de densité n'en dissolvent que deux parties et demie. La solution de potasse agit d'une manière particulière sur cette substance; les trois cinquièmes sont transformés en acides margarique et oléique sans glycérine, et les deux autres cinquièmes sont convertis en une matière grasse particulière, que M. Chevreul a désignée sous le nom d'*éthal*, pour rappeler que sa composition peut être représentée, comme celle de l'éther et de l'alcool, par les élémens de l'hydrogène bicarboné et ceux de l'eau.

L'*éthal*, qui est un des résultats de la saponification de la cétine, se retire, à l'état de pureté, en dissolvant la cétine ou le blanc de baleine dans une solution de potasse caustique, et décomposant le savon qui en provient par un excès d'acide tartrique : on obtient alors une graisse acide formée d'acide margarique, d'acide oléique et d'éthal. En faisant bouillir ce produit avec de l'eau de barite, les deux acides se saturent et se transforment en margarate et oléate de barite qui restent mêlés à l'éthal. Ce dernier est alors enlevé par l'alcool qui le dissout, et n'a que peu d'action sur les margarate et oléate de barite. Toutefois, comme il se dissout dans l'alcool une petite quantité de ces deux sels, on les sépare de l'éthal en redissolvant ce dernier dans l'alcool absolu, ou dans l'éther sulfurique.

A l'état de pureté, l'éthal est solide, incolore, inodore et insipide. Il ressemble beaucoup à la cire par son aspect

physique et sa combustibilité lorsqu'il a été chauffé ; il n'a point d'action sur la teinture de tournesol, est fusible à + 48°, et cristallise en petites lames ou en aiguilles radiées par le refroidissement. A une température plus élevée, il se volatilise sans décomposition. L'eau est sans action sur lui ; mais l'alcool de 0,821 de densité le dissout à + 54° en toute proportion, et le laisse déposer en partie par le refroidissement sous la forme de petites aiguilles blanches. Les alcalis caustiques ne peuvent ni le dissoudre, ni le saponifier. Chauffé avec l'acide phosphorique anhydre, l'éthal, d'après M. Dumas, est décomposé en fournissant un carbure d'hydrogène liquide qui distille, et de l'eau que l'acide phosphorique retient.

L'éthal est composé, d'après M. Chevreul, de carbone 79,766, hydrogène 13,945, oxigène 6,289, quantités qui équivalent à un volume d'hydrogène bi-carboné et $\frac{1}{8}$ de volume de vapeur d'eau.

Cholestérine.

Ce nom, tiré de deux mots grecs χολὴ, bile, et στερεὰ, solide, a été proposé par M. Chevreul pour distinguer des autres corps gras une matière particulière qui a été trouvée d'abord dans les calculs biliaires humains, et qui avait été désignée par Fourcroy sous le nom d'*apidocire*, et rangée à côté du blanc de baleine.

La cholestérine se retire facilement des calculs biliaires humains en traitant ceux-ci par l'alcool bouillant, filtrant la solution alcoolique et la laissant refroidir ; elle se précipite alors sous la forme de lames brillantes nacrées.

Propriétés. Cette matière se présente toujours en larges écailles blanches, brillantes ; elle est insipide, inodore, fusible à + 137°, et cristallise par le refroidissement en lames rayonnées. Soumise à la distillation, elle se volatilise sans éprouver d'altération ; elle est insoluble dans

l'eau, soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther, mais bien plus à chaud qu'à froid; les solutions de potasse et de soude caustiques ne lui font éprouver aucune altération; l'acide sulfurique concentré, mis en contact avec elle à la température ordinaire, lui fait prendre sur-le-champ une belle couleur orangée, qui devient ensuite rougeâtre foncée. Traitée par son poids d'acide nitrique bouillant, la cholestérine est décomposée et convertie en un acide particulier, qu'on a désigné sous le nom d'*acide cholestérique*.

L'acide cholestérique, ainsi obtenu et purifié par des lavages à l'eau, est jaune orangé en masse. Son odeur est un peu analogue à celle du beurre; sa saveur est faible et styptique : il est fusible à + 58°; et se décompose à une température élevée en donnant du gaz hydrogène carboné, de l'acide carbonique, de l'eau et de l'huile, etc. L'eau n'a que peu d'action sur lui; mais l'alcool le dissout facilement, même à froid, en se colorant en jaune orangé. Cette solution est précipitée par l'eau, qui en sépare l'acide cholestérique; évaporée spontanément, elle laisse déposer l'acide sous forme de petites aiguilles blanches.

Cet acide forme, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels solubles et déliquescens. Tous ces sels ont pour caractère d'être colorés en jaune orangé, d'être décomposés par tous les acides qui en séparent l'acide cholestérique; les autres cholestérates sont insolubles, colorés en jaune orangé plus ou moins foncé, et s'obtiennent par voie de double décomposition.

La cholestérine est composée, d'après M. Chevreul, de : carbone, 88,095, hydrogène, 11,880, oxigène, 3,025.

Pendant long-temps on l'a regardée comme produite par une altération particulière des élémens de la bile; mais M. Chevreul a démontré qu'elle existait dans la bile saine de l'homme et de quelques animaux, et qu'elle s'en dépo-

sait seulement dans certaines circonstances pour former les concrétions biliaires.

On l'a trouvée dans d'autres concrétions pathologiques, dont la formation ne peut être attribuée à la bile. Elle existe aussi dans le sang et la substance cérébrale. La cholestérine cérébrale présente la même composition que la choleslétine biliaire.

Cérébrine.

On désigne sous ce nom la matière grasse blanche découverte par Vauquelin dans le cerveau de l'homme et des animaux, mais obtenue d'abord par lui dans un état d'impureté.

Cette matière s'extrait en faisant digérer la masse cérébrale réduite en pulpe avec cinq à six fois son poids d'alcool bouillant. Ce liquide filtré chaud laisse déposer sous forme de flocons blancs la cérebrine, qu'on purifie de la cholestérine qu'elle contient en la traitant par l'éther sulfurique à la température ordinaire.

Propriétés. La cérébrine est parfaitement blanche, inodore et insipide, elle devient en se desséchant légèrement translucide et présente l'aspect de la cire purifiée; exposée à l'action de la chaleur elle ne fond point, noircit en se boursouflant et répandant une fumée qui brûle avec une flamme éclatante. Le charbon qui provient de cette combustion renferme de l'acide phosphorique libre, comme Vauquelin l'a remarqué le premier et qui est produit par le phosphore qu'elle contient parmi ses élémens. Desséchée sur un feu doux, elle devient friable et peut se réduire en poudre.

L'alcool froid n'a que peu d'action sur la cérébrine, mais lorsqu'il est bouillant il la dissout facilement et la laisse déposer pour la plus grande partie par le refroidissement; elle est insoluble dans l'éther, la potasse et la soude en so-

lution même concentrée ne peuvent ni la dissoudre ni la saponifier.

D'après l'analyse qui en a été faite par M. Couerbe, elle est composée de : carbone, 67,818, hydrogène, 11,100, azote, 3,399, soufre, 2,138, phosphore, 2,332, oxigène, 13,213.

Telle est la composition de la cérébrine provenant d'un homme sain; mais d'après M. Couerbe, lorsque cette substance est retirée d'un cerveau d'aliéné, la proportion des autres élémens restant la même, celle du phosphore est de 4 à 4 1/2 pour cent (Annales de chimie, tome 56), ou environ deux fois plus grande que dans l'état de santé. Le même auteur a aussi annoncé que dans le cerveau des idiots la proportion de phosphore était moindre et ne s'élevait qu'à 1 ou 1,5 pour cent. Ces observations de M. Couerbe tendraient à faire supposer que l'exaltation du système nerveux dans l'aliénation mentale serait due à cet excès de phosphore; mais cette conclusion ne nous paraît pas devoir être toujours exacte, car sur deux cerveaux d'aliénés qui nous ont été remis par les soins de M. le docteur Mitivié, médecin de la Salpétrière, la cérébrine que nous en avons retirée ne nous a pas offert plus de phosphore que celle de l'homme sain. Dans un cas, cette proportion a été de 1,93 et dans un autre elle était de 1,97.

Eléencéphol. Sous ce nom, nous désignons avec M. Couerbe la *matière grasse rouge du cerveau* qui reste en solution dans l'alcool après la précipitation de la cérébrine.

Cette substance est liquide, d'une couleur rougeâtre, d'une saveur désagréable; elle est soluble en toutes proportions dans l'éther froid, ainsi que dans l'alcool bouillant. Son analyse, faite par M. Couerbe, y a démontré les mêmes élémens que la cérébrine, mais dans d'autres rapports. Indépendamment de ces deux substances grasses,

M. Couerbe en a trouvé deux autres dans le cerveau humain, l'une solide, rouge, qu'il a nommée *céphalote*, et l'autre d'une couleur fauve, infusible et susceptible de se réduire en poudre par la dessiccation, a été distinguée, à cause de cette propriété, par le nom de stéaroconote, de στεαρ, suif, et de κονις, poudre. Ces deux matières grasses particulières se retirent du cerveau par l'éther sulfurique, évaporant ce liquide et traitant le résidu par l'alcool pour dissoudre la cholestérine, la cérébrine et l'éléencéphol qui s'y trouvent mêlées. Le résidu lavé à l'alcool est ensuite traité par l'éther froid qui dissout la *céphalote* et laisse indissoute la stéaroconote sous forme de poudre de couleur fauve.

La céphalote, qui, d'après M. Couerbe, est isomérique avec l'éléencéphol, est composée de : carbone, 66,362, hydrogène, 10,034, azote, 3,050, phosphore, 2,544, soufre, 1,959, oxigène, 15,851.

La stéaroconote contient : carbone, 59,832, azote, 9,352, hydrogène, 9,246, phosphore, 2,420, soufre, 2,030, oxigène, 17,120.

D'après la manière différente dont les principes immédiats que nous venons d'étudier se comportent à l'égard des alcalis, M. Chevreul les a divisés en quatre sections. Dans la première, il a rangé la *stéarine* et l'*oléine* qui sont entièrement saponifiées par des alcalis, et transformées en acides margarique, stéarique, oléique, et en glycérine; dans la deuxième, la *cétine* qui ne se saponifie qu'en partie, et se convertit en éthal; dans la troisième, la *butyrine*, la *phocénine* et l'*hircine*, qui, indépendamment des acides fournis par la stéarine et l'oléine, produisent des acides particuliers volatils; enfin dans la quatrième, ceux qui sont inaltérables par les alcalis caustiques : tels sont l'*éthal* et la *cholestérine*, auxquels il faut joindre la *cérébrine*, l'*éléencéphol* et la *stéaroconote*.

CHAPITRE XVI.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS ACIDES.

Les acides organiques qui se rencontrent tout formés dans les animaux vertébrés sont au nombre de six, savoir : l'acide acétique, l'acide uro-benzoïque, l'acide urique, l'acide rosacique, l'acide allantoïque et l'acide lactique ; ils se trouvent, ou à l'état de liberté, ou à l'état de combinaison. Les acides qui résultent de la réaction de certains principes immédiats neutres sont au contraire en plus grand nombre, comme nous l'avons exposé dans le tableau que nous avons rapporté.

L'*acide acétique* est assez répandu dans l'économie animale; il existe en grande quantité dans la sueur, le lait aigri, mais ses propriétés sont plus ou moins modifiées par sa combinaison avec une matière organique; c'est ce qui l'avait fait d'abord regarder comme un acide particulier. On le rencontre aussi uni à la soude dans plusieurs liqueurs animales.

Acide uro-benzoïque. Dans ces derniers temps, M. Berzélius a proposé de donner la dénomination d'acide uro-benzoïque à un acide existant dans l'urine des herbivores et des jeunes enfans, et qui a été regardé d'abord comme de l'acide benzoïque. Les travaux récens de M. Liebig ayant démontré qu'il différait de cet acide tant par ses propriét que par sa composition, ce chimiste l'a désigné sous le nom d'*acide hippurique*, mais ce nom paraissant peu propre à M. Berzélius pour distinguer un acide qu'on rencontre dans

l'urine de tous les animaux herbivores, il lui a donné le nom sous lequel nous le présentons.

L'acide uro-benzoïque existe en combinaison avec la soude dans l'urine des herbivores, on le sépare en ajoutant de l'acide hydrochlorique à l'urine concentrée, de laquelle il se dépose sous forme d'un précipité cristallin jaune brun; on le purifie en le combinant à un alcali, décolorant la liqueur par le chlorite de chaux et le charbon animal, et précipitant la liqueur chaude par l'acide hydrochlorique; par le refroidissement l'acide uro-benzoïque cristallise en longues aiguilles.

Propriétés. Cet acide est blanc, inodore, peu sapide, quoique rougissant le papier de tournesol. Chauffé, il fond d'abord, se boursoufle, brunit en se décomposant et fournissant d'abord un sublimé blanc composé d'acide benzoïque et de benzoate d'ammoniaque, puis un liquide rougeâtre qui a l'aspect d'une résine fondue. Il est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool, il forme avec la potasse, la soude et la chaux, des sels particuliers cristallisables. Sa capacité de saturation est de 4,114. MM. Dumas et Peligot ont démontré qu'il était composé de : carbone, 60,9, hydrogène, 4,9, azote, 7,8, oxigène, 26,4. Sa formule est donc $C^{18} H^{18} Az^2 O^6$.

De l'acide urique.

En 1776, Schéele en examinant les calculs de la vessie de l'homme, découvrit cet acide auquel il donna d'abord le nom d'*acide lithique*, pensant alors qu'il était toujours le principe constituant de ces pierres ou concrétions. Mais d'autres chimistes ayant démontré qu'elles étaient souvent formées par des substances différentes, on lui donna le nom d'*acide urique*, nom qui rappelle qu'il tire son origine de l'urine.

Cet acide existe dans l'urine de l'homme, dans celle de certains animaux carnivores et de tous les oiseaux; on l'a également rencontré dans les urines des serpens; il paraît être alors une véritable sécrétion des organes qui sécrètent l'urine, car la présence de cet acide n'a pas encore été démontrée dans le sang. C'est à sa précipitation de l'urine humaine qu'il faut rapporter les causes de la gravelle et de la plupart des maladies calculeuses qui affectent très-souvent l'espèce humaine. On a constaté aussi que cet acide se trouvait, mais en petite quantité, dans d'autres substances animales, telles que les matières excrémentitielles du ver à soie et dans les cantharides.

L'acide urique se retire facilement, soit des dépôts qui se forment naturellement dans l'urine humaine non-putréfiée, soit des calculs jaunâtres qu'on trouve dans la vessie. A cet effet, après les avoir réduits en poudre, on les fait bouillir avec quatre à cinq fois leur poids d'une solution faible de potasse caustique, on filtre la dissolution qui consiste en sous-urate de potasse, et on y verse peu à peu de l'acide hydrochlorique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès: il en résulte tout à coup une décomposition de l'urate de potasse et formation d'un précipité blanc floconneux très-abondant d'acide urique qui ne tarde pas à s'affaisser et à se transformer en petites paillettes blanchâtres. On recueille ce précipité sur un filtre et on le lave avec de l'eau distillée froide jusqu'à ce que les eaux n'aient plus de sapidité, puis on le dessèche.

Propriétés. L'acide urique se présente ainsi sous forme d'une poussière blanchâtre ou jaunâtre lamelleuse; il est inodore, insipide, inaltérable à l'air, sans action sensible sur la teinture du tournesol. Exposé au feu, il se décompose en donnant une grande quantité de carbonate et d'hydrocyanate d'ammoniaque, de l'huile empyreumati-

que, de l'acide cyanurique et tous les produits que fournissent les matières très-azotées.

L'eau n'a que peu d'action sur cet acide; elle n'en dissout à la température ordinaire que $\frac{1}{1720}$ selon le docteur Henry; mais selon le docteur Proust (*Traité de la gravelle*, page 27), ce liquide n'en dissoudrait, d'après ses expériences, que $\frac{1}{10000}$. L'eau bouillante en dissout $\frac{1}{1150}$ de son poids, qu'elle laisse cristalliser en petites lames par le refroidissement; cet acide est insoluble dans l'alcool.

L'acide urique s'unit à la potasse, la soude, l'ammoniaque et la chaux, et forme des combinaisons plus ou moins solubles dans l'eau, désignées sous le nom d'*urates*. Les deux premiers sels sont très-solubles, les deux autres le sont beaucoup moins; tous les acides les décomposent en s'unissant à l'oxide et mettant en liberté l'acide urique.

Mis en contact avec l'acide nitrique concentré, l'acide urique est dissous avec une effervescence écumeuse et dégagement de deutoxide d'azote par suite de la décomposition de l'acide nitrique; à chaud, l'action est plus vive: il en résulte tous les produits gazeux qu'on obtient dans cette circonstance, et une matière qui prend à une certaine époque une belle couleur rouge carminée. Ce résidu de l'action de l'acide nitrique sur l'acide urique, est formé d'un acide particulier auquel le docteur Proust avait donné le nom d'*acide purpurique*, à cause de sa couleur rouge, mais Vauquelin a prouvé ultérieurement que cet acide n'était pas coloré par lui-même, et qu'il était accompagné d'une matière animale qui lui donnait cette propriété.

L'acide urique est, de tous les principes immédiats acides, le plus azoté; il contient, d'après l'analyse du docteur Proust: azote 31,123, carbone 40,313, hydrogène 2,194, oxigène 26,370 = $C^6 H^4 Az^4 O^3$.

De l'acide rosacique.

Cet acide a été découvert, en 1798, par Proust. Il n'a encore été trouvé que dans l'urine humaine, surtout après l'accès de certaines fièvres intermittentes ou nerveuses, ou après certaines attaques de goutte; il s'en précipite, avec l'acide urique, sous la forme d'un dépôt rougeâtre qui s'attache aux parois des vases qui contiennent ce liquide.

On rassemble ce dépôt et on le lave bien avec de l'eau pour enlever les différens sels de l'urine qui peuvent s'y trouver; puis, après l'avoir desséché, on le fait bouillir avec de l'alcool à 40°, qui se colore en rouge en laissant insoluble l'acide urique. La solution alcoolique, évaporée à siccité, fournit une poudre rose rougeâtre qui est l'acide rosacique.

Propriétés. L'acide rosacique, ainsi nommé à cause de sa couleur particulière, est sous forme pulvérulente, sans odeur, d'une faible saveur acide.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool qu'il colore en rouge. Ces solutions ne sont point précipitées par l'eau de chaux. M. Vogel a remarqué que, sous l'influence de l'acide sulfurique concentré et de l'acide nitrique, on le transformait, à froid, en une poudre blanchâtre peu soluble possédant toutes les propriétés de l'acide urique. Cette observation tendrait, ou à faire supposer que cet acide est de l'acide urique dans un état particulier de combinaison, ou que la conversion de ces deux acides l'un dans l'autre, *et vice versâ*, s'effectue avec la plus grande facilité sous certaines conditions morbides.

Cet acide n'a pas encore été analysé. Le docteur Proust a considéré les sédimens rouges de certaines urines comme colorés par une portion de purpurate d'ammoniaque; mais cette assertion n'est nullement admissible, surtout

dans l'hypothèse où l'acide nitrique serait sécrété à l'état de pureté par les reins dans quelques maladies.

De l'acide allantoïque.

L'*acide allantoïque* est un acide particulier qui existe en solution dans l'eau de l'allantoïde de la vache. Il a été découvert par Vauquelin et Buniva. Ces chimistes lui avaient d'abord donné le nom d'*acide amniotique*, parce qu'ils avaient cru qu'il était contenu dans l'eau de l'amnios; mais des expériences nombreuses, entreprises à l'école d'Alfort, nous ont démontré qu'il appartenait véritablement au liquide allantoïque.

Cet acide se trouve surtout en assez grande quantité dans l'eau de l'allantoïde vers les derniers mois de la gestation. On l'obtient en concentrant d'abord cette eau, séparant par filtration des flocons albumineux qui se sont coagulés par la chaleur et l'évaporant en consistance sirupeuse. Cet extrait liquide, abandonné à lui-même dans un endroit frais, laisse cristalliser en quelques jours l'acide allantoïque. On décante alors la partie liquide qui le surnage, et après avoir lavé l'acide avec un peu d'eau froide, on le fait dissoudre et cristalliser de nouveau. On peut encore, comme Vauquelin et Buniva l'ont indiqué, traiter l'extrait de l'eau de l'allantoïde par l'alcool bouillant, d'où l'on peut séparer ensuite l'acide allantoïque par évaporation et cristallisation.

Propriétés. 1° Cet acide cristallise en prismes carrés, d'un blanc nacré; il est insipide et inaltérable à l'air.

2° Chauffé dans une petite cornue, il ne se fond pas, noircit, se décompose en fournissant beaucoup de sous-carbonate d'ammoniaque, de l'hydrocyanate de la même base, de l'huile et un charbon très-léger qui brûle sans laisser de résidu.

3° L'eau, à la température ordinaire, en dissout [illegible] de

son poids ; l'eau bouillante en dissout $\frac{1}{50}$; la solution rougit la teinture de tournesol. Par son refroidissement, elle laisse précipiter presque en totalité cet acide sous forme de belles aiguilles prismatiques et divergentes.

4° L'alcool bouillant le dissout ; mais ce liquide, en refroidissant, en laisse cristalliser une portion.

5° La solution aqueuse de cet acide ne précipite ni la chaux, ni la barite, ni la strontiane, ainsi que les solutions de nitrate d'argent, de mercure, l'acétate et le sous-acétate de plomb.

6° Traité par l'acide nitrique bouillant, il est converti en une matière jaune gommeuse et acide qui n'est nullement amère.

7° Calciné dans un appareil convenable avec le deutoxide de cuivre, il a donné, pour le rapport en poids de ses élémens :

Oxigène.........	32,00
Carbone.........	28,15
Azote	25,24
Hydrogène	14,58
	99,97

Cet acide n'a été rencontré que dans l'eau de l'allantoïde de la vache.

De l'acide cholique.

Cet acide, qui a été découvert par M. Gmelin dans la bile de bœuf et de quelques autres animaux, s'extrait du précipité formé par l'acétate neutre de plomb qu'on délaie dans l'eau, et qu'on décompose par le gaz hydrosulfurique. Le sulfure de plomb qui se forme retient, après avoir été lavé, la résine et les acides margarique et cholique qu'on enlève par l'alcool bouillant. L'eau ajoutée à la solution alcoolique précipite la résine et l'acide margarique, tandis

que l'acide cholique reste dissous et s'obtient par l'évaporation du liquide.

Propriétés. L'acide cholique se présente cristallisé en petites aiguilles soyeuses très-flexibles : il a une saveur âcre et sucrée; au feu, il se décompose en donnant un produit ammoniacal. L'eau froide a peu d'action sur lui, tandis que l'alcool le dissout facilement; sa solution rougit le papier de tournesol. Cet acide forme avec les bases des sels solubles d'une saveur sucrée; il n'a été que peu étudié.

De l'acide lactique.

Schéele donna le nom d'acide lactique à un acide particulier qu'il découvrit dans le petit-lait, et qui a été retrouvé depuis dans d'autres liquides, soit à l'état de liberté, soit uni à la soude. Regardé pendant long-temps comme de l'acide acétique modifié par une matière organique, M. Berzélius a établi d'une manière incontestable sa véritable nature.

Cet acide peut être retiré du petit-lait formé spontanément en réduisant celui-ci au huitième de son volume, séparant par la filtration le caséum qui s'en est précipité pendant l'évaporation, et le saturant par l'eau de chaux; il en résulte aussitôt un précipité blanc gélatineux de phosphate de chaux qui était en dissolution à la faveur de l'excès d'acide. On filtre pour le séparer, et on verse peu à peu dans la liqueur une solution faible d'acide oxalique pour précipiter la chaux unie à l'acide lactique. La nouvelle liqueur filtrée est ensuite évaporée en consistance sirupeuse, et on traite le résidu par l'alcool à 40°, qui dissout l'acide lactique, et une matière animale extractive qu'on peut isoler en faisant digérer la solution alcoolique avec du carbonate de plomb et décantant au bout de quelque temps. Toutefois, comme l'acide lactique a dissous de son côté une petite quantité de protoxide de plomb, on l'en sépare

en faisant passer dans la solution un courant de gaz hydrosulfurique, filtrant et évaporant la liqueur à une douce chaleur.

Propriétés. L'acide lactique, ainsi extrait, se présente sous forme d'un liquide incolore, sirupeux, incristallisable; il a une saveur acide bien prononcée. Sous cet état, il contient 2 atomes d'eau dont il est impossible de le priver par l'évaporation. Chauffé en vases clos, il se sublime en partie en une masse blanche concrète, qui est de l'acide lactique anhydre, tandis que l'autre portion se décompose en donnant tous les produits de la décomposition des substances végétales. L'acide lactique liquide, en s'unissant aux oxides, abandonne 1 atome d'eau, tandis que l'acide sublimé ou anhydre, au contraire, en prend un pour former des sels, d'après MM. J. Gay-Lussac et Pelouze.

L'acide lactique anhydre est composé de : carbone 50,50, hydrogène 3,60, oxigène 43,90; il a pour formule : $C^{12} H^8 O^4$, et l'acide liquide ou hydraté $= C^{12} H^8 O^4 + H^4 O^2$.

Les lactates neutres sont tous solubles, et quelques-uns sont incristallisables, tels sont ceux à base de potasse de soude et d'ammoniaque; les lactates de chaux, de manganèse, de fer, de zinc et de cuivre peuvent cristalliser.

L'acide lactique se forme dans un assez grand nombre de circonstances; c'est, suivant M. Berzélius, un produit de la décomposition des matières animales dans l'intérieur du corps des animaux; il se développe spontanément pendant la fermentation acide de beaucoup de matières végétales : c'est ainsi qu'il se produit lorsque le jus des betteraves et des haricots cuits s'aigrit à l'air, etc., etc.

CHAPITRE XVII.

Des Produits artificiels.

Nous plaçons en tête de ce chapitre la gélatine, qui n'est plus regardée aujourd'hui comme un principe immédiat, mais comme un produit résultant de l'action de l'eau et du calorique sur la plupart des tissus des animaux.

De la gélatine.

La gélatine, ainsi nommée par la propriété dont elle jouit de former une gelée avec l'eau, ne se rencontre dans aucun fluide animal; mais sa base paraît exister dans un grand nombre de parties solides des animaux, ou au moins les tissus de ces parties sont-ils transformés en ce principe par l'action de la chaleur et de l'eau. C'est ainsi qu'on l'obtient du parenchyme des os, de la peau, des cartilages, des tendons soumis à l'action prolongée de l'eau bouillante; cette solution, évaporée jusqu'à un certain point, laisse la gélatine à l'état de combinaison avec l'eau ou sous forme de gelée, qui se durcit peu à peu par la dessiccation en perdant l'eau qu'elle contenait.

Propriétés. La gélatine, à l'état de pureté, est solide, transparente, cassante, plus pesante que l'eau, inodore et insipide; elle n'exerce aucune action sur les couleurs végétales. L'eau froide n'a que peu d'action sur elle; mais l'eau chaude la dissout, et forme avec elle une liqueur qui, lorsqu'elle ne renferme que 0,025 de gélatine, se prend par le refroidissement en une gelée tremblante ferme et transparente.

Sa solution aqueuse n'est précipitée ni par les acides, ni par les alcalis; mais le chlore y produit un dépôt floconneux composé de filamens qui résultent de l'union du chlore avec la gélatine sans doute altérée; l'alcool la précipite en flocons blancs, en s'emparant de l'eau qui la tenait en solution; l'infusion de noix de galle y produit un précipité blanc grisâtre qui s'agglutine, devient élastique, et ensuite se dessèche. Ce composé particulier, tannate de gélatine, que l'on regardait autrefois comme formé de tannin et de gélatine, est imputrescible et inaltérable par l'eau; il fait la base des peaux tannées.

Les sels métalliques n'exercent aucune action sur la solution de gélatine; il n'y a que le protonitrate de mercure qui y produise un précipité blanc caillebotté.

L'acide sulfurique concentré, mis en contact, à la température ordinaire, avec la moitié de son poids de gélatine, la transforme, suivant M. Braconnot, en une substance soluble dans l'eau froide qui se convertit par une ébullition prolongée en une matière sucrée particulière, cristalline, non fermentescible, et contenant de l'azote au nombre de ses principes constituans. M. Braconnot a observé de plus que cette matière, qu'il propose de désigner sous le nom de *sucre de gélatine*, s'unit sans décomposition à l'acide nitrique, et forme un composé acide, cristallisable en beaux prismes incolores (acide nitro-saccharique).

L'acide nitrique agit à chaud sur la gélatine comme sur les autres substances azotées.

La gélatine est composée, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de : carbone 47,889, oxigène 27,207, hydrogène 7,914, azote 16,998.

Usages. La gélatine a des usages multipliés. On s'en sert pour composer des tablettes de bouillon; sous le nom de *colle forte*, on fait usage de sa solution concentrée pour

coller le bois. Suivant les usages auxquels elle est destinée, elle est préparée avec plus ou moins de soin et avec différentes substances animales. Ses propriétés alimentaires ont été contestées dans ces derniers temps.

De l'acide sébacique ou sébique.

Cet acide n'existe point dans le règne animal ; il se produit pendant la distillation du suif et de toutes les graisses. M. Thénard, qui l'a découvert, a tiré le nom qu'il porte du mot latin *sebum*, suif.

On l'obtient en distillant dans une cornue de grès du suif ou de la graisse, et recueillant dans un ballon muni d'une alonge les produits liquides qui se forment. Ceux-ci sont en grand nombre, et composés d'une grande quantité d'acide margarique et oléique, d'une petite quantité d'acide acétique et d'acide sébacique, et d'une huile volatile très-piquante, qui donne une odeur forte aux produits obtenus. Pour séparer l'acide sébacique de ceux-ci, on traite par l'eau bouillante le produit de la distillation, et on laisse refroidir en agitant de temps en temps : l'acide acétique, l'acide sébacique, sont dissous avec une petite quantité d'huile volatile odorante. On verse alors dans la liqueur décantée une solution d'acétate de plomb qui est décomposée par l'acide sébacique, d'où résulte du sébate de plomb insoluble qu'on recueille et qu'on lave. En traitant ce précipité desséché par l'acide sulfurique faible à l'aide d'une douce chaleur, l'acide sulfurique s'empare de l'oxide de plomb, et produit du sulfate de plomb insoluble qu'on isole par la filtration, tandis que l'acide sébacique mis en liberté reste dissous dans l'eau chaude, et s'en précipite par le refroidissement. On le recueille alors sur un filtre, et on le lave avec une petite quantité d'eau froide pour enlever l'excès d'acide sulfurique qui peut y rester.

Propriétés. Cet acide est blanc, cristallisé en petites

aiguilles brillantes peu consistantes ; il est inodore, d'une saveur légèrement acide. Exposé à l'action de la chaleur, il fond comme une graisse et se volatilise en partie. L'air ne lui fait éprouver aucune altération ; il est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude, d'où il cristallise en masse par le refroidissement. Il est si soluble dans l'alcool, que sa solution alcoolique est troublée par l'eau comme celle des résines. Sa solution aqueuse précipite seulement les acétate et nitrate de plomb, le protonitrate de mercure et le nitrate d'argent. Uni aux bases alcalines, il forme des sels très-solubles, qui sont décomposés par tous les acides minéraux qui en précipitent l'acide sébacique sous forme de flocons blancs cristallins. Il est composé, d'après M. Dumas, de : carbone 65,69, hydrogène 8,58, oxigène 25,75 = $C^{10} H^{16} O^{3}$.

De l'acide stéarique.

Cet acide est un des résultats de la saponification du suif et des graisses ; il a été découvert par M. Chevreul, qui a tiré son nom du mot grec στέαρ, suif.

Pour l'obtenir, on saponifie à chaud la graisse ou le suif de porc par un quart de son poids de potasse caustique dissoute dans quatre parties d'eau distillée. Lorsque la saponification est complète, on recueille le savon qui est formé de stéarate, d'oléate et de margarate de potasse et de glycérine, et après l'avoir séparé de l'eau qui est interposée, on le met en contact à froid avec deux fois son poids d'alcool à 0,821° de densité ; l'oléate de potasse est dissous ainsi que la glycérine, et le stéarate et le margarate sont séparés et recueillis sur un filtre. On isole ensuite le stéarate de potasse du margarate en les dissolvant dans l'alcool bouillant, et abandonnant la solution à elle-même, le stéarate se précipite avec une petite portion de margarate qu'on enlève par de nouvelles solutions dans l'alcool

bouillant, jusqu'à ce que l'acide qu'on en sépare par les acides entre en fusion à + 70°.

Lorsqu'on s'est procuré ainsi le stéarate de potasse, on le fait chauffer dans une capsule avec de l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique, qui décompose le stéarate, s'empare de la potasse pour former du chlorure de potassium soluble dans l'eau, et met en liberté l'acide stéarique. Celui-ci flotte à la surface de l'eau acidulée sous la forme d'un liquide huileux incolore, qui se concrète par le refroidissement : on le lave ensuite à plusieurs reprises avec de l'eau distillée.

Propriétés. L'acide stéarique est solide, blanc, inodore et insipide; il est plus léger que l'eau, fusible à + 70°, et susceptible de cristalliser par le refroidissement en aiguilles brillantes entrelacées. A une chaleur élevée, il se décompose en partie. Mise en contact avec les corps enflammés, il brûle à la manière de la cire. L'eau n'a aucune action sur lui, ainsi que la teinture de tournesol qu'il ne rougit que lorsqu'il est fondu. L'alcool le dissout facilement, et le laisse cristalliser par son évaporation sous forme de belles écailles blanches nacrées.

Cet acide s'unit aux oxides en deux proportions pour former des stéarates neutres et des bi-stéarates, qui sont en général insolubles ou peu solubles. Parmi les stéarates neutres solubles, il n'y a que ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque; ils sont tous facilement décomposés par l'eau qui les transforme en bi-stéarates; et par les acides minéraux, à l'exception de l'acide carbonique, qui mettent en liberté l'acide stéarique, et le séparent à l'état d'hydrate contenant un atome d'eau.

L'acide stéarique anhydre est composé de : 80,145 carbone, 7,377 d'oxigène, et 12,478 d'hydrogène = $C^{70} H^{134} O^{5}$.

Des acides margarique et oléique.

En traitant des huiles végétales saponifiées, nous avons déjà eu l'occasion de décrire les propriétés de ces deux acides; nous n'aurons rien à ajouter à ceux qu'on obtient avec les graisses : ces derniers sont identiques avec les premiers. On les extrait du savon de graisse de porc, en employant le procédé que nous avons décrit ci-dessus pour séparer l'acide stéarique des autres acides congénères.

Les acides margarique et oléique ne se forment pas seulement dans la saponification des graisses, mais, comme l'ont prouvé MM. Dupuy, Lecanu et Bussy, dans leur distillation à feu nu.

Les combinaisons de l'acide margarique avec les oxides métalliques ou les margarates ont la plus grande analogie avec les stéarates, ils forment comme eux des sels neutres et des sels acides insolubles. L'eau décompose peu à peu les margarates solubles en bi-margarates qui se précipitent, et en potasse unie à une petite proportion d'acide margarique qui reste unie à l'eau. La différence qui caractérise le margarate de potasse du stéarate, c'est sa plus grande solubilité dans l'alcool.

Les combinaisons de l'acide oléique avec les oxides se font aussi dans les mêmes rapports que l'acide margarique : celles qui sont solubles se comportent de la même manière avec l'eau, mais cet effet est plus long.

Des acides butyrique, caproïque et caprique.

Ces trois acides sont le produit de la saponification de la butyrine par les alcalis caustiques. Le premier de ces acides, l'acide butyrique, paraît exister à l'état de liberté, mais en très-petite quantité, dans le beurre frais, les deux autres sont un produit artificiel.

On les obtient en saponifiant le beurre par la potasse;

délayant la masse savonneuse dans huit à dix fois son poids d'eau distillée, et décomposant la solution par l'acide tartrique. Le beurre, qui est composé de butyrine, d'oléine et de stéarine, fournit un savon qui contient, indépendamment du butyrate, caproate et caprate de potasse formés par la butyrine, de l'oléate, du margarate, du stéarate de potasse et de la glycérine produits par l'oléine et la stéarine qui lui étaient unis. L'acide tartrique met en liberté tous les acides : les uns, insolubles dans l'eau, se précipitent, tels sont les acides oléique, margarique et stéarique; les autres, solubles, restent en solution, et ne peuvent être séparés du tartrate de potasse formé et de la glycérine que par la distillation.

Pour les séparer, on neutralise le liquide distillé par de l'hydrate de baryte cristallisé, afin de saturer ces acides et de former du butyrate, du caproate et du caprate de baryte. Ces sels, ayant une solubilité différente, sont faciles à isoler les uns des autres; on évapore leur mélange à siccité, et on traite par une petite quantité d'eau froide qui dissout le butyrate et le caproate de baryte en laissant insoluble le caprate. Quant au butyrate, on le sépare du caproate en concentrant la liqueur, le butyrate étant plus soluble reste dans l'eau-mère.

Ces différens sels, ainsi isolés, sont ensuite décomposés par une quantité convenable d'acide sulfurique faible, qui met en liberté leurs acides. Ceux-ci, en raison de leur densité moindre que celle de l'eau, surnagent ce liquide, et peuvent en être extraits facilement avec une pipette.

Acide butyrique. Cet acide est liquide, incolore, d'une odeur forte de beurre frais, d'une saveur acide, un peu piquante; son aspect est celui d'une huile volatile; sa densité = 0,967 à + 10°; il est liquide à — 9°; bout au-dessus de + 100°, et se volatilise sans altération dans le vide; mis en contact avec un corps en combustion, il brûle

comme une huile. L'eau et l'alcool le dissolvent en toutes proportions.

Cet acide s'unit facilement aux oxides, et forme des sels qui ont une odeur particulière ; il est composé, d'après M. Chevreul, de : carbone, 62,417, oxigène, 30,585, hydrogène, 6,998. = $C^8 H^{11} O^3$.

Acide caproïque. Cet acide ressemble beaucoup à l'acide butyrique par sa liquidité, sa combustibilité et son aspect huileux ; son odeur est analogue à celle de l'acide acétique ou de la sueur ; sa densité de 0,922. Il est très-peu soluble dans l'eau, soluble au contraire en toutes proportions dans l'alcool ; il s'unit à l'eau et forme un hydrate contenant 8,66 d'eau pour 100 ; sa composition est représentée par : carbone, 68,692, oxigène, 22,436, hydrogène, 8,869. = $C^{12} H^{19} O^3$.

Acide caprique. L'acide caprique se présente à la température de + 16,5°, sous forme de petites aiguilles incolores ; sa saveur est acide et âcre, son odeur est celle de la sueur du bouc ; il est fusible à + 18° ; l'eau à + 20° n'en dissout qu'une très-petite quantité ; l'alcool au contraire le dissout facilement.

Sa composition est de : carbone, 74,121, oxigène ; 16,141, hydrogène, 9,737. = $C^{18} H^{29} O^3$.

De l'acide phocénique.

M. Chevreul a également reconnu la formation de cet acide particulier en saponifiant par la potasse la phocénine ou l'huile de marsouin ; comme il est volatil, il se trouve dans l'eau d'où les acides margarique et oléique ont été précipités par l'acide tartrique. On soumet cette liqueur à la distillation et on sature le produit acide distillé par l'hydrate de barite. C'est du phocénate de baryte obtenu à l'état solide qu'on extrait l'acide phocénique, en décomposant celui-ci par le tiers de son poids d'acide sul-

furique à 66°. L'acide phocénique, uni à une petite quantité d'eau, surnage en peu de temps le sulfate de baryte.

Propriétés. Cet acide est liquide, incolore comme les précédens; son odeur est piquante et analogue à celle du beurre fort, sa saveur, d'abord acide devient ensuite douçâtre; sa densité est de 0,932. Par le contact d'un corps en combustion, il s'enflamme comme une huile et brûle à sa manière; il est peu soluble dans l'eau qui n'en dissout que $\frac{1}{18}$ à + 30°, très-soluble au contraire dans l'alcool; sa solution aqueuse se décompose spontanément et prend l'odeur d'huile de poisson. Il est composé, d'après M. Chevreul, de : carbone, 66,390, oxigène, 26,050, hydrogène, 7,850. = $C^{10} H^{15} O^{2}$.

L'odeur particulière des huiles de dauphin et de marsouin paraît due à l'existence d'une petite quantité d'acide phocénique libre; M. Chevreul a aussi constaté sa présence dans les bains de *viburnum opulus*.

De l'acide hircique.

Cet acide se produit en saponifiant l'*hircine*, ou les graisses de bouc ou de mouton; on l'extrait par le même procédé que l'acide phocénique; suivant M. Chevreul, il est incolore, volatil, d'une odeur particulière qui se rapproche de celle de l'acide acétique et de celle du bouc, plus léger que l'eau, peu soluble dans ce liquide, très-soluble au contraire dans l'alcool; sa combinaison avec l'ammoniaque a surtout l'odeur très-prononcée de bouc. Il n'a été que peu étudié.

Quant à ce qui regarde les autres *acides artificiels*, nous avons exposé leurs principales propriétés et leur préparation à l'article des principes immédiats qui les produisent.

De l'acide cyanurique.

En soumettant à une distillation sèche l'acide urique il

se forme entre autres produits un acide qui a été désigné d'abord sous le nom d'acide pyrourique, mais MM. Wœhler et Liébig ont démontré que cet acide, à part la petite proportion d'hydrogène qu'il renferme, se rapproche par sa composition de l'*acide cyanique*, c'est pourquoi ils ont proposé de le désigner par le nom d'*acide cyanurique*.

De l'acide purpurique.

On a désigné sous ce nom un acide particulier qui résulte de l'action de l'acide nitrique sur l'acide urique. D'après le docteur Proust, qui l'a découvert, on l'obtient en saturant par l'ammoniaque la dissolution de l'acide urique dans l'acide nitrique faible et évaporant à une douce chaleur la liqueur, elle devient rouge par l'évaporation et laisse déposer des cristaux d'un rouge pourpré de purpurate d'ammoniaque. Ce sel dissous dans l'eau laisse déposer l'acide purpurique par l'addition de l'acide hydrochlorique.

Propriétés. L'acide purpurique se présente sous forme d'une poudre jaune clair, insipide, inodore et rougissant à peine le papier de tournesol. Il est insoluble dans l'alcool et l'éther, si peu soluble dans l'eau que ce liquide à + 100° n'en dissout que $\frac{1}{10000}$. Cet acide forme avec les bases des sels rouges peu solubles dont quelques-uns ont un reflet verdâtre. Il est composé, d'après l'analyse de M. Proust : carbone, 27,27, azote, 31,32, hydrogène, 4,55, oxigène, 36,36.

En traitant l'acide urique par deux fois son poids d'acide nitrique concentré, on le transforme, d'après les observations de Vauquelin, en un acide incolore, très-soluble dans l'eau et l'alcool et formant avec la chaux un sel cristallisable. Cet acide, qui diffère par ses propriétés et sa composition du précédent, a été décrit par Vauquelin sous le nom d'*acide urique oxigéné*.

CHAPITRE XVIII.

Des fluides animaux.

Dans l'étude des fluides animaux nous traiterons d'abord des propriétés du chyle et du sang, parce que ces deux fluides sont destinés à fournir tous les autres ; et ensuite nous exposerons l'histoire chimique des autres fluides qui sont le résultat de l'action d'un organe sur le sang.

Du chyle.

On a donné le nom de *chyle* à un liquide qui est le résultat principal de la digestion, et qui se forme pendant le passage de l'aliment chymifié dans le canal intestinal. Ce fluide, produit aux dépens des élémens de la substance alimentaire, est pompé par une suite de vaisseaux appelés *lactés* ou *chylifères* qui le transportent au canal thoracique, d'où il passe dans les vaisseaux sanguins et est converti en sang.

Pour se le procurer en quantité un peu considérable, il faut donner à manger à un animal, et, pendant sa digestion, lier le canal thoracique près de la veine sous-clavière ; en l'ouvrant alors au-dessous de la ligature, on donne écoulement au chyle qu'on peut recevoir dans un vase.

Ainsi obtenu, le chyle est toujours mêlé d'une certaine quantité de lymphe provenant des vaisseaux lymphatiques que reçoit le canal thoracique ; il diffère beaucoup dans ses propriétés, suivant les alimens qui l'ont produit. D'après l'observation de plusieurs physiologistes, et celles que nous avons faites, M. Leuret et moi, il paraît constant

que le chyle formé par des substances qui n'admettent point de graisse ou d'huile au nombre de leurs élémens est généralement limpide et transparent, tandis que celui qui provient de substances qui contiennent plus ou moins d'azote et de corps gras, est blanc, laiteux et opaque. Le tableau ci-dessous indique ces résultats.

Espèces de nourriture.	Couleur du chyle.	Espèces de nourriture.	Couleur du chyle.
Sucre................	Limpide.	Pommes de terre cuites.	Limpide.
Sucre................	Limp. et rosé.	Chou cuit et graisse....	Blanc laiteux
Gomme, tendons et cartilages............	Blanc laiteux.	Pain.................	Limpide.
Fibrine..............	Limpide.	Fromage mou.........	Blanc laiteux.
Lait.................	Blanc.	Gomme et papier......	Transparent.
Pain.................	Grisâtre.	Pain et viande........	Terne et rosé.
Viande cuite.........	Blanc.	Paille et foin..........	Limpide et rosé.

Propriétés. Le chyle est, en général, blanc laiteux chez les animaux carnivores, et transparent ou opalin chez les herbivores; il est inodore, d'une saveur légèrement salée. Sa densité est plus grande que celle de l'eau; il ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide.

Abandonné à lui-même, il ne tarde pas à se coaguler spontanément, à prendre une teinte rosée au contact de l'air, en se séparant en deux parties, savoir : une partie liquide et une partie solide, de consistance gélatineuse, plus pesante; quelquefois il se rassemble à la surface de la partie liquide une légère couche de matière grasse, principalement sur le chyle blanc opaque.

La portion liquide ou le sérum du chyle est formé d'une grande proportion d'eau, qui s'élève entre 0,90 et 0,96°. Suivant MM. Tiedemann et Gmelin (*Recherches sur la digestion*, p. 275), il contient en solution de l'albumine qui lui donne la propriété d'être coagulé par la chaleur,

les acides, l'alcool; une matière grasse blanche qu'on peut en séparer par l'alcool bouillant: une matière soluble dans l'alcool et analogue à l'osmazôme; enfin, de la soude, du chlorure de sodium, de l'acétate de soude, du phosphate de soude et du phosphate de chaux.

La partie solide du chyle ou le caillot est un mélange de fibrine, de matière grasse et d'une portion de sérum; on en sépare la fibrine par la pression et le lavage, ou en enfermant le caillot dans un linge et le malaxant dans l'eau. Quant à la matière grasse, on la retire de la fibrine par l'intermède de l'alcool bouillant.

La matière grasse du chyle est différente des corps gras en général; elle est insoluble dans la potasse, suivant Vauquelin. Quant à la fibrine, elle n'est pas aussi fibreuse ni aussi élastique que celle retirée du sang par le même procédé: la potasse et la soude la dissolvent plus facilement; l'acide acétique la gonfle d'abord et la dissout.

Le chyle n'a été examiné jusqu'à présent que sur le cheval, la vache et le chien. Ce fluide, à part les proportions des élémens que nous avons rapportés, offre à peu près les mêmes résultats; toutefois, ces différences dépendent de l'espèce de nourriture, comme nous l'avons dit.

Les expériences que nous avons entreprises, M. Leuret et moi, nous ont prouvé que sur la même espèce d'animal, les alimens non azotés fournissaient un chyle aussi fibrineux, et même souvent plus que celui formé par des alimens azotés, ce que nous ne pouvons rapporter qu'à l'état différent où se trouvaient les animaux soumis à nos expériences. Nous avons seulement remarqué, en prenant la moyenne de toutes nos expériences, que chez les animaux carnivores, le chyle contenait plus de fibrine que chez les herbivores, que ce rapport était en plus de $\frac{491}{100000}$, pour les premiers, et seulement de $\frac{157}{100000}$ pour les seconds. (*Recherches sur la digestion*, page 160.)

MM. Macaire et Marcet ont, dans le courant de l'année 1832, soumis à l'analyse comparative le chyle des animaux carnivores et celui des herbivores; ils sont arrivés à ce résultat fort remarquable, que dans ces deux classes d'animaux dont le genre de nourriture est bien différent, le chyle présente la même composition élémentaire : nous consignons ici ces résultats obtenus sur le chyle de chien et de cheval, desséchés l'un et l'autre dans le vide sec, et analysé par le deutoxide de cuivre.

	Chyle de chien	Chyle de cheval.
Carbone.........	55,2	55
Oxigène.........	25,9	26,8
Hydrogène......	6,6	6,7
Azote	11,0	11,0

(Voyez *Annales de chimie et de physique*, tome 57, page 371.)

D'après l'exposé que nous avons fait du chyle, on peut le considérer comme formé d'eau, d'albumine, de fibrine un peu différente par ses propriétés de celle du sang, d'une matière grasse qui s'en sépare spontanément, et paraît provenir des alimens, de soude libre et de tous les sels que nous avons énoncés plus haut. Tous ces faits démontrent l'analogie de composition entre le chyle et le sang; la seule différence qu'on y remarque est l'absence de la matière colorante qui caractérise le sang, mais qui paraît se former dans l'économie vivante, lorsque le chyle, sous l'influence de la respiration, est converti en sang.

Du sang.

Le sang est, de tous les fluides animaux, celui qui a excité le plus l'attention des chimistes et des médecins; le rôle important qu'il joue dans l'économie animale, ses fonctions, sa composition et les altérations qu'il est sus-

ceptible d'éprouver dans certaines maladies, ont été pour eux l'objet d'un grand nombre de travaux intéressans.

Ce liquide, qui est de couleur rouge chez les animaux les plus parfaits, est destiné à nourrir les différens organes; il circule dans deux ordres de vaisseaux, les veines et les artères, et présente des différences de couleur qui dépendent des modifications qu'il a éprouvées en traversant les organes, ou des changemens qu'il a subis dans les poumons par son contact avec l'air atmosphérique.

Propriétés. Le sang est toujours liquide dans l'économie animale; il est rouge dans les artères, et rouge brunâtre dans les veines; sa température est celle du corps des animaux d'où il a été extrait; elle est, d'après quelques observations, de 37° pour le sang veineux, et de 38 à 39 pour le sang artériel des mammifères. Son odeur est fade, sa saveur est légèrement salée, sa densité est plus grande que celle de l'eau distillée; elle est, pour le sang humain, de 1,052, et de 1,056 pour le sang de bœuf.

Examiné au microscope, le sang paraît formé d'un liquide clair et transparent, dans lequel nagent un grand nombre de globules rouges de forme différente et d'un diamètre variable, suivant la nature de l'animal. Ces globules sont circulaires dans tous les mammifères; elliptiques aplatis dans les oiseaux et les animaux à sang froid, marqués à leur centre d'un point lumineux. Leur diamètre, suivant MM. Prevost et Dumas, est de $\frac{1}{150}$ de millimètre chez l'homme, de $\frac{1}{200}$ chez le cheval, le bœuf et le mouton. Dans les oiseaux à globules elliptiques, le plus grand diamètre varie de $\frac{1}{75}$ à $\frac{1}{55}$ de millimètre, et le plus petit est de $\frac{1}{100}$.

Le sang, à sa sortie de la veine, ne tarde pas à se coaguler spontanément et à se séparer en deux parties, l'une supérieure, liquide, de couleur jaunâtre, à laquelle on a donné le nom de *sérum*, et l'autre inférieure, de consis-

tance gélatineuse, colorée en rouge et désignée sous le nom de *caillot* ou *cruor*.

Cette séparation spontanée des globules rouges qui étaient en suspension dans le sérum du sang, peut fournir le moyen d'apprécier, dans les sangs des différens animaux, la quantité pondérale de globules comparativement à celle du sérum. C'est ce qu'il est facile de faire en pesant le sérum qui provient d'une masse connue de sang ainsi que le caillot, desséchant l'un et l'autre pour évaluer la proportion respective d'eau qu'ils contiennent, et considérant que l'eau qu'on trouve dans le caillot est due à une portion de sérum qu'il retenait, de manière qu'en défalquant le poids qui représente ce dernier du caillot, on aura le poids véritable des globules.

C'est en opérant ainsi que MM. Prevost et Dumas sont parvenus à estimer ce rapport pour le sang d'un grand nombre d'animaux.

D'après eux, le sang de l'homme contient, sur 10,000 parties, 1292 de globules; celui de chien 1232; celui de pigeon 1557; celui de lapin 938; celui de cheval 920, celui de la grenouille 690, celui de l'anguille 600. (*Annales de chimie*, tome XVII et XVIII.)

Le sérum du sang a une couleur jaune légèrement verdâtre; son odeur est fade et analogue à celle du sang entier. Sa saveur est salée; sa densité moyenne est de 1,028: il ramène au bleu le papier de tournesol rougi par une portion de soude qu'il contient à l'état de liberté. Exposé à l'action de la chaleur, il commence à se coaguler à environ 70°, se mêle en toutes proportions avec l'eau; l'alcool le coagule, ainsi que l'infusion de noix de galle, les acides et le deutochlorure de mercure. Tous ces effets sont dus à l'albumine qu'il contient.

Les quantités de principes contenues dans le sérum peuvent être facilement évaluées en évaporant à siccité ce

liquide, pesant le résidu pour estimer la proportion d'eau, et traitant celui-ci par l'eau et l'alcool, qui dissoudront les portions solubles et laisseront l'albumine coagulée.

M. Berzélius a trouvé que 1000 parties de sérum du sang humain ont donné : eau 905, albumine 80, lactate de soude et matière extractive soluble dans l'alcool 4, chlorure de sodium et de potassium 6, phosphate de soude 1, et matière animale 4.

Indépendamment des principes énoncés ci-dessus, le sérum renferme trois matières grasses qu'on peut en séparer en le coagulant d'abord par l'alcool froid, et faisant bouillir ensuite l'albumine ainsi coagulée avec de l'alcool. Par l'évaporation de l'alcool, on obtient une matière grasse, blanche, qui, suivant M. Chevreul, est de la même nature que celle qui existe dans le cerveau. Cette matière grasse, cristallisable, qui se trouve aussi avec la fibrine retirée du sang, contient du phosphore au nombre de ses élémens; car lorsqu'on l'a calcinée à l'air, elle laisse un charbon qui renferme de l'acide phosphorique; 2° un peu de cholestérine identique avec celle de la bile; 3° une autre matière grasse, blanche, fusible à + 36 centigr., insoluble dans les solutions alcalines, se rapprochant de la cholestérine par sa propriété de rougir par l'acide sulfurique, et que M. Félix Boudet a désignée sous le nom de *séroline;* enfin, une petite quantité d'acide margarique et oléique, unie à la soude ou à l'état de savon, la découverte de ces différens principes dans le sérum du sang vient confirmer l'opinion de quelques physiologistes qui admettent que le sang renferme tous les principes immédiats des sécrétions et des tissus.

Le caillot du sang, qui est la réunion des globules rouges, est composé de fibrine, de matière colorante, et imprégné d'une certaine quantité de sérum. La séparation de ces principes se fait, comme nous l'avons indiqué, en traitant en particulier de chacun d'eux.

D'après ce que nous venons d'exposer sur la composition du sang, son analyse consiste 1° à abandonner le sang à lui-même pour opérer sa séparation en sérum et en caillot; 2° à examiner le premier suivant le mode indiqué, afin d'apprécier la quantité d'eau, d'albumine et de substances fixes qu'il renferme; 3° à diviser le caillot en plusieurs portions, de manière à pouvoir estimer sur l'une la quantité de fibrine en lavant celle-ci dans un nouet de linge, et sur une autre la proportion de matière colorante, en absorbant par du papier tout le sérum qu'elle contient, la faisant sécher, et soustrayant de son poids celui de la fibrine desséchée qui doit s'y trouver.

Nous ne pouvons toutefois dissimuler que cette dernière partie du procédé, qui est toute mécanique, ne peut fournir de résultats exacts, car une portion de matière colorante est entraînée en absorbant le sérum par le papier. Il serait peut-être plus convenable de dessécher le caillot, comme l'ont pratiqué MM. Prevost et Dumas, pour évaluer la quantité de sérum qu'il contient et celui des globules, et soustraire de ces derniers le poids de la fibrine desséchée.

C'est d'après les principes exposés ci-dessus que M. Lecanu a soumis à l'analyse le caillot du sang veineux, et a obtenu le résultat suivant: eau 780,145, fibrine 2,100, albumine 65,090, hémachroïne 133,000, matière grasse cristallisable 2,430, matière huileuse 1,310, matières extractives solubles 1,790, albumine combinée à la soude, 1,265, chlorure de sodium, chlorure de potassium, carbonate de soude, phosphate et sulfate 8,37, carbonate de chaux, phosphate de chaux et de magnésie 2,100.

Les propriétés du sang, telles que nous les avons établies, appartiennent au sang veineux chez l'homme et les animaux à sang chaud : le sang artériel contient les mêmes élémens que le sang veineux et à peu près dans les mêmes proportions; sa différence paraît résider dans sa matière colorante qui a éprouvé l'action de l'air dans les poumons;

mais est-ce là ce qui différencie seulement le sang artériel du sang veineux ? Non, sans doute, sa température est d'un degré plus élevé; et, suivant MM. Prevost et Dumas, il renferme plus de globules rouges que le sang veineux. Le rapport des globules du sang artériel chez le mouton est à celui des globules du sang veineux :: 935 : 861. La différence bien prononcée est celle qui résulte de l'analyse élémentaire des sang artériel et veineux, par MM. Macaire et Marcet; ces chimistes ont démontré que le sang veineux était plus carboné et moins oxigéné dans les rapports suivans:

	Sang artériel.	Sang veineux.
Carbone.	50,2	55,7
Azote.	16,3	16,2
Hydrogène. . . .	6,6	6,6
Oxigène.	26,5	21,7

(Voyez *Annales de chimie et de physique*, 1832, tome 51.)

Les modifications que le sang éprouve selon les âges, les espèces et les différentes maladies n'ont encore été que peu étudiées, quoiqu'elles soient de nature à intéresser les physiologistes et les médecins; 1° Fourcroy a remarqué que le sang de fœtus humain ne contenait que peu ou point de fibrine; 2° M. Collard de Martigny a annoncé que, dans l'abstinence d'alimens, le sang renfermait moins de fibrine et d'albumine. M. Lecanu a observé, de son côté, que la proportion de sérum variait dans le sang d'individus de sexe et d'âge différens, dans le sang d'individus du même sexe mais d'âge différent. Elle est en général plus grande dans le sang de femme que dans le sang d'homme. D'un autre côté, M. le docteur Denis était arrivé dans un travail antérieur aux mêmes conclusions.

Dans les animaux, le sang présente quelques différences d'une espèce à une autre, dans le rapport des élémens organiques comme le prouvent les résultats suivans extraits de l'ouvrage publié par M. Denis en 1830.

Noms des animaux.	Quantité d'eau sur 100.	Proportion de fibrine sur 100.	Proportion d'albumine sur 110.	Proportion d'hémachroïne. sur 100.
Chien de 3 mois, sang arteriel.	83,00	0,25	5,70	9,95
Chien de 3 mois. sang veineux.	83,00	0,24	5,88	9,70
Bœuf, 2 ans.	76,30	0,32	5,00	17,08
Veau, 3 semaines.	77,50	0,30	5,40	15,50
Cheval, 4 ans.	77,50	0,60	6,00	14,70
Cheval, 6 ans.	75,50	0,50	6,50	16,30
Poulet, 3 mois.	80,00	1,20	5,00	12,40
Poule, 1 an.	77,00	1,20	4,50	15,90

L'examen du sang, dans certaines maladies, n'a appris que peu de chose; MM. Parmentier et Deyeux ont soumis à l'analyse le sang des personnes atteintes de maladies inflammatoires, de scorbut et de fièvre putride. Dans le premier cas, le sang se recouvre d'une *couenne* formée de fibrine, mais ce caractère est loin d'être constant; dans le second, le sang a une odeur particulière et se coagule moins facilement; dans le troisième, il se forme rarement une couenne. Ces résultats laissent trop à désirer pour qu'on puisse y compter.

Les recherches chimiques ont été plus multipliées sur le sang des personnes attaquées de l'ictère. Les expériences entreprises dans ces dernières années, par MM. Chevreul et Lecanu, et celles que j'ai publiées à ce sujet, établissent

l'existence des principes colorans de la bile dans le sang des ictériques.

Dans quelques circonstances rares et qui n'ont pas été bien appréciées, on a trouvé dans les veines, chez l'homme, *un sang blanc*, d'un aspect laiteux et qui paraît dépourvu de toute matière colorante. M. Caventou, d'après l'examen qu'il en a fait, a reconnu qu'il était neutre, non coagulable spontanément, coagulable par la chaleur, différent sous plusieurs rapports de l'albumine ordinaire. Un fait analogue a été observé par moi en 1831 sur le sang d'une ânesse qui avait succombé à la suite d'une métrite, peu de temps après le part; le sérum blanc et opaque comme du lait contenait une très-grande quantité de matière grasse blanche (*cérébrine*), et aucun des élémens du lait comme sa couleur blanche pouvait le faire supposer. M. Christison, en 1830, et M. Lecanu, cette année, ont démontré que l'aspect laiteux du sang veineux était dû aussi à une grande proportion de matières grasses.

CHAPITRE XIX.

Des fluides des sécrétions.

On désigne sous ce nom les différens fluides qui sont formés dans les organes aux dépens du sang. Ces fluides ont différens usages dans l'économie animale : quelques-uns sont destinés à certaines fonctions, comme la salive, la bile, le suc pancréatique, d'autres sont rejetés au dehors, comme la sueur, l'urine et le lait, et ne pourraient demeurer long-temps dans l'économie sans y apporter plus ou moins de trouble.

Ces liquides sécrétés ont une composition variable, les uns sont, pour ainsi dire, exhalés à la surface des mem-

branes d'où ils sortent, tels sont le mucus, l'humeur de la transpiration et les liqueurs séreuses ; les autres, comme la salive, le suc pancréatique, sont rassemblés dans des canaux particuliers qui les versent au besoin ; d'autres, enfin, sont immédiatement déposés après leur secrétion dans des réservoirs particuliers, tels sont la bile, l'urine, la liqueur spermatique.

Une remarque curieuse qu'offrent ces fluides sécrétés, c'est de jouir de propriétés alcalines ou acides, ce qui a fait supposer que leur formation était due dans l'économie à une force électro-chimique, et que tous ces phénomènes se passaient principalement dans les organes sécréteurs ; mais de nouvelles expériences, dues aux recherches de MM. Prévost, Dumas, Vauquelin et Ségalas, ont démontré que quelques-uns des principes qu'on rencontre dans les sécrétions étaient tout formés dans le sang, ce qui ferait supposer que les organes ne fabriquent point les fluides sécrétés, comme on le pensait généralement, mais qu'ils ne font que les éliminer du sang où ils ne pourraient rester long-temps sans troubler toutes les fonctions animales. De nouvelles expériences seraient encore nécessaires pour appuyer cette opinion ; il faudrait, si cela était possible, examiner le sang artériel avant son entrée dans l'organe et après sa sortie, afin de reconnaître les modifications qu'il a éprouvées en passant dans celui-ci.

Les expérimentateurs que nous avons nommés sont arrivés à la conclusion que nous avons donnée ci-dessus en enlevant les deux reins à un chien, de manière à empêcher la sécrétion de l'urine et son expulsion par les voies ordinaires, et sacrifiant cet animal au bout de quelques jours de l'opération, ils ont reconnu alors que le sang contenait de l'urée, principe qui, comme nous l'avons dit, caractérise essentiellement l'urine, tandis que dans l'état naturel il est impossible d'y démontrer l'existence de cette

matière animale; sans doute parce que les reins la séparent continuellement du sang.

De la bile.

La bile est un liquide dont les propriétés ont été étudiées au moins autant que celles du sang par les médecins et les chimistes ; elle est sécrétée par le foie et fournie, suivant les physiologistes, par le sang veineux de la veine porte, qui rassemble celui de tous les organes abdominaux et le distribue dans le foie. Chez certains animaux, tels que le cheval, à mesure que la bile est sécrétée, elle arrive dans le duodénum par les canaux hépatique et cholédoque; chez le plus grand nombre, au contraire, elle est déposée dans une espèce de poche membraneuse en forme de vésicule, où elle séjourne un temps plus ou moins long avant d'être versée dans l'intestin duodénum.

Propriétés. La bile est une liqueur dont la couleur varie du jaune au jaune verdâtre ou au vert foncé; son odeur est faible et particulière ; sa saveur est très-amère, mais en même temps légèrement sucrée ; sa consistance est plus ou moins visqueuse. Quelquefois elle est transparente, d'autres fois elle est trouble et tient en suspension une matière jaune; sa densité est plus grande que celle de l'eau, elle est de 1,026 chez le bœuf. Elle ramène constamment au bleu le papier de tournesol rougi.

Cette liqueur n'est pas identique dans sa composition chez les différens animaux; nous allons d'abord décrire celle du bœuf, qui a été la plus étudiée dans ses propriétés, et ensuite nous indiquerons les différences qu'elle présente dans les autres espèces d'animaux.

Bile de bœuf. Cette liqueur, connue sous le nom de *fiel de bœuf*, présente les caractères physiques que nous avons indiqués; elle a été analysée en 1807 par M. Thénard, qui l'a trouvée alors composée sur 800 parties de :

eau, 700, picromel, 70, matière résineuse (choléchroïne), 15, matière jaune en proportion variable, estimée à 4; de la soude, du phosphate de soude, des chlorures de potassium et de sodium, du sulfate de soude, du phosphate de chaux et de magnésie, et des traces d'oxide de fer formant ensemble 11,5.

Nous devons ajouter que MM. Chevreul, Tiedemann et Gmelin, ont depuis reconnu dans la bile de bœuf une petite quantité de cholestérine, des acides margarique et oléique combinés à la soude et un acide particulier (acide cholique).

Quant au picromel, que M. Thénard avait regardé comme un principe immédiat propre à la bile de la plupart des animaux, MM. Gmelin et Braconnot ont fait voir, chacun de son côté, qu'il était formé principalement d'une *résine particulière* et d'un *sucre particulier* qui ont été désignés par les chimistes allemands, l'un sous le nom de *résine biliaire* et l'autre sous celui de *sucre biliaire*. Ce sont ces deux principes mélangés qui, d'après M. Gmelin, constitueraient le picromel.

Exposée à l'action de la chaleur, la bile de bœuf ne se coagule point; elle abandonne l'eau qu'elle contient, et laisse par son évaporation un extrait vert jaunâtre, très-amer et déliquescent qui renferme toutes les substances fixes de la bile.

L'eau et l'alcool se mêlent en toutes proportions avec la bile. Ce dernier la trouble quelquefois, et en sépare un peu de mucus et de matière jaune.

Les acides occasionent un précipité dans la bile qui est formé par l'union de l'acide avec la matière jaune que M. Thénard a signalée; les alcalis caustiques, au contraire, la rendent plus fluide. Parmi les sels métalliques, l'acétate de plomb y produit un précipité abondant blanc-verdâtre qui est composé d'oxide de plomb uni à la matière rési-

neuse verte (cholechroïne), à la matière jaune, et aux acides des sulfate et phosphate, margarate et oléate de soude qui s'y trouvent; le sous-acétate agit non-seulement comme l'acétate neutre, mais il précipite de plus un mélange de résine et de sucre (*picromel.*) La bile paraît exercer une action dissolvante particulière sur les corps gras; c'est en raison de cette propriété qu'on l'emploie pour dégraisser certaines étoffes de laine et de soie tachées de graisse ou d'huile, sur lesquelles elle agit comme un véritable savon. Suivant MM. Tiedemann et Gmelin, la bile ne peut dissoudre l'huile ni à froid, ni à chaud; alors il faut admettre qu'elle la rend miscible à l'eau pendant quelque temps, pour concevoir l'usage qu'on en fait dans le dégraissage des étoffes.

Abandonnée à elle-même au contact de l'air, la bile ne tarde pas à se corrompre; elle se trouble, laisse déposer une certaine quantité de matière jaune, et exhale une odeur fétide qui, à une époque de la décomposition, se rapproche un peu de l'odeur du musc.

Les procédés à l'aide desquels on détermine les proportions des élémens de la bile sont plus compliqués depuis que MM. Tiedemann et Gmelin y ont découvert plusieurs principes nouveaux. La méthode analytique proposée par M. Thénard consiste 1° à évaporer au bain-marie une portion de bile, pour connaître par le poids du résidu la proportion d'eau que contenait ce liquide; 2° à verser dans une autre portion de bile assez d'acide nitrique pour précipiter la matière jaune, recueillir celle-ci pour la traiter par l'alcool, afin d'enlever une portion de matière verte qu'elle a entraînée; 3° ajouter à la bile qui a été privée de matière jaune une solution d'acétate de plomb, et traiter ce précipité, comme nous l'avons dit, pour séparer la matière verte (cholechroïne) qui se trouve unie à une petite quantité d'acide margarique et oléique : ces deux acides

sont isolés par le carbonate de magnésie, et ensuite par l'alcool qui ne dissout que la choléchroïne; 4° à verser dans la bile, d'où la matière jaune et la choléchroïne ont été éliminées, du sous-acétate de plomb qui précipitera le *picromel* combiné à l'oxide de plomb, et qu'on retirera, comme nous l'avons précédemment exposé; 5° enfin, les différens sels contenus dans la bile seront estimés en incinérant une portion d'extrait de bile, et traitant les cendres par l'eau, qui dissoudra les chlorures de potassium et de sodium et tous les sels à base de soude; les sels insolubles dans l'eau seront dissous par l'acide nitrique ou hydrochlorique, et précipités ensuite par l'ammoniaque.

Bile humaine. Cette liqueur a été examinée d'abord par M. Thénard et ensuite par M. Chevallier; elle varie dans sa couleur du jaune au vert d'herbe, ou au vert brunâtre; elle paraît composée, d'après les expériences de ces chimistes, d'albumine, de matière jaune, de matière verte (choléchroïne), d'une petite quantité de résine et sucre biliaires, de cholestérine, et de tous les sels qu'on rencontre dans la bile du bœuf.

Bile de chien, de mouton, de veau et de chat. Ces diverses biles sont identiques par leurs propriétés et leur composition avec la bile de bœuf.

Bile de porc. Suivant M. Thénard, cette bile est formée seulement de matière verte (choléchroïne), de résine et de soude; elle est décomposée par tous les acides qui s'unissent à la soude, et séparent la matière verte sous forme de flocons insolubles. M. Chevreul a constaté, il y a quelques années, la présence de la cholestérine dans cette bile.

Chez les oiseaux, la bile contient de l'albumine en grande quantité, et le sucre biliaire qu'on en retire est âcre, amer, et nullement sucré. Dans les poissons, cette liqueur est variable par ses propriétés; elle est blanche, jaunâtre, comme

dans la raie et le saumon, formée presque entièrement d'une matière très-sucrée et de résine; chez la carpe et l'anguille, elle est d'une couleur verte très-foncée, et formée de matière verte (choléchroïne), de résine et sucre biliaires.

Les altérations que la bile peut présenter dans certaines maladies n'ont été nullement étudiées; on sait seulement qu'elle devient très-albumineuse dans les affections où le foie passe au gras. On pensait autrefois que dans la jaunisse elle pouvait se répandre dans le sang et dans les organes; quelques expériences justifient cette opinion admise par les anciens.

Les usages de la bile dans l'économie ne sont pas positivement connus. On présume qu'elle a une grande influence sur les phénomènes de la digestion; qu'elle concourt à la digestion duodénale, et opère la séparation du chyme en chyle qui est absorbé, et en matière excrémentitielle, qui est peu à peu expulsée hors du corps; cependant, comme nous l'avons constaté, M. Leuret et moi, la chylification peut encore avoir lieu quand on empêche la bile d'arriver dans les intestins, d'où il faut en conclure qu'elle a une tout autre fonction que celle qu'on lui a attribuée généralement.

Calculs biliaires. On donne ce nom aux concrétions qui se sont formées aux dépens des élémens de la bile, soit dans la vésicule, soit dans ses conduits. La formation de ces calculs est due à la précipitation d'un ou plusieurs principes qui étaient dissous dans la bile, et qui s'en sont précipités à la suite de maladies. On a remarqué le plus souvent leur présence chez les personnes tristes et mélancoliques.

Calculs biliaires humains. Ils sont très-fréquens dans la vésicule biliaire, et souvent en très-grand nombre. Leur couleur et leur aspect sont variables, ainsi que leur forme; ils sont sphériques, de forme ellipsoïde, cubique ou tétraé-

drique. Les deux premières formes appartiennent aux calculs qu'on rencontre seuls dans la vésicule, tandis que les deux autres caractérisent toujours ceux qui sont en grand nombre. Ils sont le plus ordinairement blancs, jaunâtres à l'extérieur, formés à l'intérieur de lames blanches et cristallines disposées en rayons autour d'un centre commun; quelques-uns sont composés de couches de cette matière cristalline et de matière jaune.

Tous ces calculs sont formés, d'après l'examen qu'on en a fait, de *cholestérine* pour la plus grande partie, de *matière jaune* et d'une petite quantité de choléchroïne et de résine et sucre biliaires. Ces deux derniers principes particuliers appartiennent à une portion de bile dont les calculs se trouvent toujours imprégnés.

Leur analyse est simple; elle consiste à traiter ces calculs réduits en poudre par l'alcool bouillant et filtrer. La cholestérine est dissoute, et se précipite par le refroidissement en belles lames nacrées; le picromel et la résine restent dissous, et peuvent être obtenus par l'évaporation de l'alcool, et séparés, comme nous l'avons indiqué dans l'analyse de la bile. La matière jaune insoluble dans l'alcool, restée sur le filtre, est ensuite traitée par une solution de potasse caustique qui doit la dissoudre si elle est pure, et former une solution jaune-brunâtre d'où l'acide hydrochlorique précipite des flocons verts foncés.

Plusieurs médicamens ont été préconisés pour la dissolution de ces calculs, dont la marche difficile dans les canaux biliaires et l'arrivée dans la vésicule ou dans les intestins paraît être la cause de maladies particulières très-douloureuses. Outre que le diagnostic de ces maladies est encore très-obscur, les effets des médicamens sont incertains, et tout autres que ceux que l'on pensait autrefois; car comment supposer qu'ils puissent pénétrer jusqu'aux canaux où sont logés ces calculs ou dans la vésicule? Tel

est le mélange de trois parties d'éther sulfurique et de deux parties d'essence de térébenthine, dont l'utilité a été reconnue, et qui paraît favoriser le transport de ces calculs dans les intestins, et les expulser ainsi par les voies naturelles plutôt qu'il ne le dissout.

Calculs biliaires des animaux. Chez le bœuf, ces calculs sont rares, volumineux, solitaires, formés de grumeaux jaunâtres qui se sont précipités de la bile et agglutinés ensemble; ils sont composés presque entièrement de matière jaune et d'une petite quantité des autres élémens de la bile de bœuf. Leur analyse est facile : par l'eau et l'alcool on enlève les matériaux de la bile, et la matière jaune reste insoluble.

Bien que la matière qui compose ces calculs se retrouve, suivant M. Thénard, dans la bile, nous avons de fortes raisons pour croire qu'elle ne peut constituer un principe particulier de la bile saine. Nous regardons cette matière, désignée sous le nom de *matière jaune*, comme une altération de la matière verte combinée avec une matière animale, sans doute le mucus. Nous établissons notre assertion sur ce que cette matière jaune, dissoute dans la potasse, laisse précipiter ensuite par les acides des flocons verts en partie solubles dans l'alcool, et qui se comportent comme la matière verte ou cholechroïne qu'on retrouve dans la bile du même animal.

M. L. Gmelin a prouvé que les changemens de couleur de la matière jaune de la bile sont dus à son oxidation sous l'influence de l'air, qui la fait passer du jaune brun au vert en présence des acides ou des alcalis.

Calcul biliaire de cheval. Nous avons constaté qu'un calcul, qui s'était formé dans le conduit cholédoque chez le cheval, présentait la même composition que ceux retirés de la vésicule biliaire du bœuf.

Calcul biliaire de porc. Un calcul, trouvé dans le

vésicule biliaire d'un porc ladre, était composé, d'après l'analyse que nous en avons faite, de : cholestérine 6, résine incolore 44,95, bile 3,60, matière animale et résine verte altérée 45. (*Journal de chimie*, t. II, p. 49.)

De la salive.

La salive est une liqueur qui est sécrétée par des glandes spéciales, et versée dans la bouche par des conduits particuliers; elle est destinée à humecter les alimens, les ramollir avant qu'ils ne parviennent dans l'estomac, où ils sont ensuite convertis en chyme.

Ce fluide, à l'état de pureté, est incolore, limpide, légèrement visqueux, sans odeur ni saveur; il mousse fortement par l'agitation, verdit le sirop de violettes. Sa densité est variable; elle est un peu plus grande que celle de l'eau. Les différences que la salive présente dans sa composition chez l'homme et les animaux dans l'état de santé sont peu sensibles, et paraissent provenir de la manière dont elle a été recueillie. Telle qu'on la rend par la bouche, elle est mêlée à une certaine quantité de mucus sécrété par les muqueuses de la bouche, ce qui lui ôte sa fluidité particulière, et lui donne la propriété d'être convertie en mousse par l'agitation.

D'après M. Berzélius, la salive humaine est composée sur 1000 parties de : eau 992,9, matière animale particulière 2,9, mucus 1,4, chlorure de sodium et de potassium 1,7, lactate de soude et matière animale 0,9, soude libre 0,2.

La quantité d'eau s'estime par l'évaporation à siccité d'une portion de salive; quant aux proportions des substances fixes, on les détermine en traitant d'abord le résidu de l'évaporation par l'alcool bouillant, qui dissout les chlorures de potassium et de sodium et une petite quantité d'une matière animale; puis, par de l'alcool acidulé par

l'acide acétique qui enlève la soude; le mucus et la matière particulière restent mêlés ensemble. En les mettant en contact avec l'eau froide, la matière particulière est dissoute, et le mucus reste insoluble. Cette matière particulière jouit de la propriété d'être soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool; sa solution aqueuse a pour caractère de n'être précipitée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par aucun réactif, tel que le sous-acétate de plomb, l'infusion de noix de galle et le deutochlorure de mercure; évaporée à siccité, elle offre une matière transparente, incolore, qui se redissout facilement dans l'eau.

Salive du cheval. Ce liquide, obtenu en faisant une incision au canal parotidien qu'on avait isolé convenablement, est très-limpide, incolore, inodore; abandonné dans un flacon qui en est rempli, il se trouble et laisse déposer une petite quantité de carbonate de chaux. Examiné par les réactifs, il présente les propriétés suivantes: il verdit le sirop de violettes, l'acide nitrique y forme un précipité blanc floconneux, l'infusion de noix de galle le précipite en flocons jaunâtres, l'alcool le trouble et y produit des flocons blancs au bout d'un certain temps, le chlore y forme un précipité léger floconneux, le nitrate d'argent un précipité blanc, caillebotté, insoluble dans l'acide nitrique. Exposé à l'action de la chaleur, il se trouble et abandonne des flocons qui présentent tous les caractères de l'albumine.

Cent parties de cette salive contiennent 99,9 d'eau. Les substances fixes sont formées d'albumine, de traces de mucus, de soude, de chlorures de potassium et de sodium, de carbonate de chaux et de phosphate de chaux.

Salive du chien. Cette liqueur, suivant MM. Tiedemann et Gmelin, obtenue par la section du canal de Sténon, est un peu trouble, blanche, jaunâtre, très-épaisse et filante comme du blanc d'œuf, et contient en suspension quel-

ques flocons blancs. Evaporée à siccité, elle laisse 2,58 pour 100 d'un résidu formé de mucus, de matière particulière à la salive, et de toutes les substances fixes qu'on y rencontre.

Salive de la brebis. D'après les mêmes auteurs, cette salive est très fluide et nullement filante; sa saveur est faible et à peine salée. Par l'évaporation, elle se trouble, et fournit 1,4 de résidu qui paraît renfermer tous les élémens de la salive du cheval.

Calculs salivaires. Ces calculs, produits aux dépens de quelques-uns des élémens de la salive, se forment fréquemment, soit dans les parotides ou les sublinguales, soit dans leurs canaux; ils sont blancs, plus ou moins durs, de forme ovoïde ou ellipsoïde plus ou moins alongée, et formée de couches superposées; quelques-uns ont un corps étranger pour noyau.

Calculs salivaires humains. Ces calculs sont formés de phosphate de chaux, d'une petite quantité de carbonate de chaux, et d'une matière animale qui sert de ciment à ces deux sels. Un calcul extrait du canal de Stenon chez une femme sexagénaire, était composé, d'après M. Bosson, de 55 parties de phosphate de chaux, 15 de carbonate de chaux, 25 de matière animale, 2 d'oxide de fer et des traces de magnésie.

Calculs salivaires des animaux. Vauquelin a reconnu, en 1817, qu'un calcul salivaire trouvé dans les glandes maxillaires de l'éléphant, était composé principalement de carbonate de chaux, d'une petite quantité de phosphate et d'une matière animale. Nous avons eu depuis l'occasion d'examiner de semblables calculs trouvés dans la vache, et nous les avons trouvés composés des mêmes élémens. Nous joignons ici les résultats que nous avons obtenus sur deux calculs salivaires, l'un extrait sur un âne, et l'autre sur un cheval.

Le premier, de la grosseur du poing, pesait 620 grammes ou 18 onces environ; il était dur comme du marbre, formé de couches superposées. Nous avons trouvé qu'il était composé de : humidité 3,6, principes salivaires 1, matière animale analogue au mucus 6,4, phosphate de chaux 3, carbonate de chaux 86. Le second, de la grosseur d'une amande, avait une forme ellipsoïde; il a offert à l'analyse, humidité 3, matière animale 9, phosphate de chaux 3, carbonate de chaux 84.

Ces résultats, comparés à ceux que fournissent à l'analyse les calculs salivaires humains, démontrent que chez l'homme c'est le phosphate de chaux qui prédomine, tandis que c'est le carbonate dans les calculs salivaires des animaux herbivores. La présence du carbonate de chaux dans la salive de ces derniers animaux explique très-bien, suivant nous, la formation de ces calculs.

Du fluide ou suc pancréatique.

On a donné ce nom au fluide qui est sécrété par le pancréas et versé dans le duodénum par un canal particulier, voisin de celui qui apporte la bile. La structure du pancréas, analogue à celle des glandes salivaires, a fait regarder le liquide qu'il sécrète comme identique par ses propriétés avec la salive, mais cette opinion est restée longtemps sans être prouvée. De Graaf obtint un des premiers le suc pancréatique à l'état isolé, en ouvrant l'abdomen d'un chien, tout le long de la ligne blanche, depuis l'appendice xiphoïde jusqu'au pubis, pratiquant deux ligatures au duodénum au-dessous et au-dessus du canal pancréatique, et incisant l'intestin suivant sa longueur entre les deux ligatures. Après avoir placé dans l'orifice du canal mis à découvert l'extrémité d'un tuyau de plume de canard, il faisait rendre l'autre dans le col d'une bouteille, afin d'empêcher le sang, la bile et les mucosités de

s'y mêler. Schuyl a obtenu, en répétant ce procédé, plusieurs onces de ce liquide sans en déterminer la nature.

Depuis de Graaf et Schuyl, la plupart des physiologistes ont tenté cette expérience et n'ont obtenu que de petites quantités de ce fluide, insuffisantes pour l'analyser; d'ailleurs les propriétés qu'ils lui ont reconnues peuvent faire supposer qu'il était plus ou moins impur.

Dans nos recherches physiologiques et chimiques sur la digestion, comme il nous importait de connaître la nature de ce fluide pour expliquer son action dans l'acte de la digestion, nous avons répété, M. Leuret et moi, l'expérience de de Graaf sur un cheval, en modifiant un peu le procédé. Le canal pancréatique étant mis à découvert, nous y avons introduit et fixé une sonde en gomme élastique qui communiquait par son autre extrémité avec une bouteille de la même substance et fortement comprimée par un lien afin d'en tenir l'air expulsé. Après l'introduction de la sonde, nous avons délié la bouteille, qui, par l'élasticité de sa propre substance, cherchant à recouvrer ses dimensions, produisait une sorte d'aspiration qui attirait dans sa cavité le produit de la sécrétion. Nous avons ainsi obtenu en moins d'une demi-heure, trois onces de ce suc pancréatique pur, que nous avons pu soumettre aussitôt à l'analyse.

Propriétés du fluide pancréatique. Ce fluide est limpide, incolore, inodore, d'une saveur légèrement salée; sa densité à + 15° est de 1,0026; il ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides; les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, et l'alcool absolu le troublent légèrement et le précipitent en flocons blancs; l'infusion de noix de galle y produit un dépôt floconneux jaunâtre; la solution de chlore y détermine un précipité blanc léger; enfin le nitrate d'argent et le protonitrate de mercure y

démontrent la présence des chlorures, et l'oxalate d'ammoniaque celle de la chaux.

Son évaporation à siccité et l'examen des substances fixes que contenait son résidu nous ont démontré que ce fluide était composé de : eau 99,1 ; matière animale soluble dans l'alcool, matière animale soluble dans l'eau analogue à celle de la salive, traces d'albumine, mucus, soude libre, chlorures de sodium et de potassium, phosphate de chaux, en somme 00,9.

L'on voit par ces résultats, qui ont été obtenus également dans une seconde expérience, que le suc pancréatique du cheval a une analogie parfaite avec la salive du même animal ; que ces deux fluides contiennent les mêmes principes fixes azotés et salins, et presque exactement la même quantité d'eau.

Nous avons tenté plusieurs fois d'extraire par le même procédé le suc pancréatique du chien, mais nous n'avons pu jamais y parvenir, même en opérant sur de gros animaux de cette espèce, sans doute par l'étroitesse de leur canal pancréatique ; cependant MM. Tiedemann et Gmelin annoncent en avoir obtenu assez pour décrire ses propriétés. Suivant eux, il est visqueux, filant, un peu opaque ; il contient 91,28 pour 100 d'eau, et 8,72 de parties solides, formées d'une matière animale soluble dans l'alcool, d'une matière animale soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, d'albumine, de soude, d'acétate de soude et de chlorures de sodium et de potassium. Mais nous avons de fortes présomptions pour croire que ces physiologistes n'ont point opéré sur le suc pancréatique pur.

De la synovie.

La synovie est une liqueur fournie par une membrane particulière qui forme les capsules synoviales des articula-

tions, et qui est destinée à faciliter le frottement des surfaces articulaires les unes sur les autres.

Cette liqueur alcaline a été particulièrement étudiée dans le bœuf; elle est demi-transparente, un peu verdâtre; visqueuse et filante comme du blanc d'œuf, onctueuse au toucher; son odeur est fade et analogue au frai de grenouilles, sa saveur salée. Abandonnée à elle-même, elle prend une consistance gélatineuse, redevient fluide en laissant déposer une matière filandreuse analogue à la fibrine.

D'après M. Margueron, elle est formée de : eau, 80,46, albumine, 4,52, matière fibreuse, 11,86, phosphate de chaux, 0,70, chlorure de sodium, 1,75, carbonate de soude, 0,70.

La synovie de l'éléphant a offert à Vauquelin les mêmes principes, plus une matière qui n'est pas susceptible de coagulation par la chaleur ni les acides, et différente de l'albumine.

La synovie humaine, recueillie à l'aide d'une éponge sur les surfaces articulaires de plusieurs cadavres, nous a donné pour résultat une grande proportion d'albumine, une matière animale soluble dans l'alcool, une matière grasse, de la soude, du chlorure de sodium et de potassium, du phosphate et du carbonate de chaux.

Concrétions arthritiques. On désigne sous ce nom les dépôts blanchâtres plus ou moins solides et irréguliers qui se développent parfois chez l'homme dans les articulations des personnes, à la suite d'accès répétés de goutte. Ces concrétions sont formées, d'après l'analyse qui en a été faite d'abord par Wollaston, d'acide urique combiné à la soude (urate de soude). Laugier et M. Vogel en ont rencontré depuis, qui, outre ce sel, contenaient un peu d'urate de chaux.

Aucun exemple n'a encore démontré l'existence de semblables concrétions dans les animaux.

Les rapports frappans entre les maladies des voies urinaires et la goutte avaient fait penser aux médecins, avant que l'analyse chimique l'eût confirmé, que ces concrétions étaient, en quelque sorte, de la même nature que les concrétions de la vessie urinaire, et cette opinion était surtout basée sur les observations qu'on avait faites, que des personnes attaquées de gravelle éprouvaient, lorsque cette affection cessait, des douleurs très-vives aux articulations, et étaient exposées à la formation de ces concrétions.

La synovie, au milieu de laquelle se forment ces concrétions, ne renfermant point d'acide urique et seulement de la soude, ne doit-on pas en inférer, comme Fourcroy l'a avancé, que la cause immédiate de la goutte est due à la surabondance de l'acide urique dans l'urine, son transport vers les organes articulaires, sa précipitation et sa combinaison avec la soude entre les lames des capsules synoviales.

De la lymphe.

La lymphe est un fluide des plus abondans dans l'économie, que l'on rencontre dans les vaisseaux blancs, ou mêlé au chyle dans le canal thoracique.

Ce fluide, incolore ou légèrement jaunâtre, peut être recueilli dans le canal thoracique, après avoir fait jeûner un animal pendant plusieurs jours. M. Chevreul, qui a analysé ce liquide extrait sur un chien par ce procédé, l'a trouvé composé de : eau, 926,24, fibrine, 4,2, albumine, 61,0, chlorure de sodium, 6,1, carbonate de soude, 1,8, phosphate de chaux, de magnésie et carbonate de chaux, 0,5.

La lymphe du cheval, extraite des vaisseaux du cou, nous a fourni à peu près les mêmes résultats; elle était lim-

pide, de couleur un peu jaunâtre, inodore, d'une saveur salée et mucilagineuse. Abandonnée à elle-même, elle s'est prise, au bout de quatre à cinq minutes, en une gelée transparente, de laquelle on a séparé, par la pression et le lavage, une matière tout-à-fait analogue à la fibrine. D'après l'analyse que nous en avons faite, M. Leuret et moi, nous avons reconnu qu'elle était semblable à celle du chien, et contenant : eau, 925, albumine, 57,36, fibrine, 3,30, chlorure de sodium, chlorure de potassium, soude et phosphate de chaux, 14,34.

Lymphe de l'homme. Une portion de lymphe, recueillie dans le réservoir de Pecquet sur un homme mort à la suite d'une inflammation cérébrale, était limpide, légèrement jaunâtre, d'une saveur salée; elle s'est coagulée et séparée en deux parties : l'une liquide, ramenant au bleu le tournesol, et se comportant comme la partie séreuse de la lymphe; l'autre, demi-gélatineuse, a offert tous les caractères d'un caillot fibrineux, d'où l'on voit que ce fluide était identique par ses propriétés avec les précédens.

Des larmes.

On a donné le nom de *larmes* au fluide sécrété par la glande lacrymale, qui est située dans un enfoncement de la paroi supérieure de l'orbite. Ce fluide, continuellement sécrété, a pour usage de lubréfier la muqueuse qui recouvre l'œil. Après avoir rempli cette fonction, il est absorbé par les points lacrymaux qui le portent dans un petit sac, d'où il se rend ensuite dans les fosses nasales et se mêle au mucus.

La sécrétion de cette glande est influencée par le volume qu'elle peut prendre tout-à-coup, et par les affections qui excitent vivement notre sensibilité.

Ce fluide est incolore, limpide, inodore, d'une saveur salée plus ou moins amère; il verdit le sirop de violettes,

et ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide : l'alcool le trouble et en sépare un peu de mucus. D'après Fourcroy et Vauquelin, il est composé d'eau pour la plus grande partie et de quelques centièmes de mucus, de soude libre, de chlorure de sodium, et d'un peu de phosphate de chaux.

Des humeurs de l'œil.

On désigne sous le nom d'***humeur aqueuse*** le fluide compris entre le cristallin et la cornée transparente, et qui occupe les deux chambres séparées par la pupille. Ce liquide est limpide, transparent comme l'eau; sa densité est presque égale à celle de l'eau. Il est formé, d'après M. Berzélius, de : eau, 98,10, albumine des traces, chlorure de sodium et lactate, 1,15, soude avec matière animale seulement soluble dans l'eau, 0,75.

Le nom d'***humeur vitrée*** a été donné, en raison de son pouvoir réfringent analogue au verre, au fluide qui remplit toute la capacité de l'œil derrière le cristallin, et est contenu dans les replis de la membrane hyaloïde. Ce fluide ressemble beaucoup à l'humeur aqueuse; il est un peu plus dense que celle-ci, et est composé, d'après M. Berzélius, de : 98,40, albumine 0,16, chlorure de sodium et lactate 1,42, soude et matière animale 0,02.

Le cristallin, corps lenticulaire logé derrière la pupille, et établissant la séparation entre l'humeur aqueuse et l'humeur vitrée, a une densité qui croît de sa circonférence à son centre; elle est de 1,0790 dans l'homme, 1,0765 dans le bœuf, et 1,100 dans le mouton.

M. Berzélius a reconnu qu'il était formé de : eau 58, matière analogue à l'albumine 35, 9, chlorure de sodium, lactate de soude et matière animale soluble dans l'alcool 2,4, matière animale soluble dans l'eau et phosphate 1,3, portions de membranes insolubles 2,4.

La matière noire qui colore la choroïde de l'œil a été peu étudiée. MM. Berzélius et Léopold Gmelin établissent que cette matière est insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther et le vinaigre; qu'elle se dissout dans les alcalis caustiques, d'où elle est précipitée sans altération par les acides; qu'elle se dissout dans l'acide sulfurique à l'aide d'une douce chaleur en le colorant en noir, et qu'au feu elle donne tous les produits des substances azotées.

Du fluide céphalo-rachidien.

On a donné ce nom au fluide qu'on rencontre dans la gaîne rachidienne des animaux peu de temps après leur mort. Ce liquide, sur les propriétés duquel M. Magendie a fixé l'attention des médecins, est incolore, limpide comme de l'eau, sans odeur, d'une saveur légèrement salée.

L'analyse que nous en avons faite sur l'homme et le cheval nous a donné les résultats suivans :

Fluide céphalo-rachidien extrait sur une femme morte en démence et malade depuis plusienrs mois. Ce fluide contenait 98,758 pour cent d'eau, et une petite quantité d'osmazôme, d'albumine, de chlorure de sodium et de potassium, de carbonate de soude, s'élevant à 1,242.

Fluide céphalo-rachidien du cheval. Ce fluide est identique avec le précédent. L'analyse y a fait découvrir, pour cent parties, eau 98,180, osmazôme 1,104, albumine 0,035, chlorure de sodium 0,610, carbonate de soude 0,060, phosphate de chaux et carbonate 0,009.

De la liqueur spermatique ou séminale.

On désigne sous ce nom le fluide sécrété par les testicules, et déposé dans les vésicules séminales.

Ce fluide, au moment de l'émission, se mêle dans le canal de l'urètre avec un autre liquide laiteux qui paraît

sécrété par la glande prostate, et qui s'en distingue aisément. Le fluide spermatique est blanc, épais comme un mucilage, d'une odeur fade particulière. Abandonné à lui-même, il se liquéfie en moins de quinze à vingt minutes, et devient alors soluble dans l'eau. Examiné au microscope, il renferme un grand nombre d'animalcules ayant une tête et une queue. Ces animalcules ont été remarqués plus ordinairement dans la liqueur séminale des animaux adultes, ce qui a fait supposer qu'ils jouaient un grand rôle dans la fécondation; mais des expériences directes déposent contre cette hypothèse. La liqueur spermatique humaine a été analysée par Vauquelin. Ce chimiste l'a trouvée composée de : eau 900, mucilage particulier 60, soude 10, phosphate de chaux 30.

Ayant eu occasion d'examiner, il y a plus de dix-huit ans, la liqueur spermatique du cheval extraite d'une des vésicules séminales, nous l'avons trouvée formée pour la plus grande partie d'une matière animale particulière, que nous avons désignée alors sous le nom de *spermatine*, de mucus, de soude libre, de chlorure de sodium et de phosphate de chaux.

Les propriétés que nous avons reconnues à cette matière animale particulière sont d'être soluble dans l'eau, de former une solution visqueuse qui n'est précipitée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par le tannin; l'alcool la précipite en flocons blancs; le perchlorure de mercure, le persulfate de fer, l'acétate de plomb, n'y produisent aucun effet; mais le sous-acétate de plomb, le protonitrate de mercure et le protochlorure d'étain, y occasionent des précipités blancs caséiformes. C'est une matière semblable que M. Berzélius a indiquée comme étant particulière à la liqueur spermatique de l'homme, et qu'il a désignée dans son ouvrage de chimie sous le nom de spermatine.

Des fluides amniotique et allantoïque, ou eaux contenues dans l'amnios et l'allantoïde.

Ces différentes eaux n'ont encore été examinées que chez la femme, la vache et la jument.

Vauquelin a reconnu que l'eau de l'amnios de femme était composée d'albumine en petite quantité, de soude, de chlorure de sodium, de phosphate de chaux, de carbonate de chaux, et d'une matière caséiforme qui lui donne l'aspect laiteux.

Les expériences que nous avons entreprises à plusieurs époques nous ont démontré, 1° que l'eau de l'amnios de vache était formée d'albumine, de mucus, d'une matière jaune analogue à celle de la bile, de soude, de chlorure de potassium et de sodium, et de phosphate de chaux; que c'était à la précipitation d'une portion de mucus et de matière jaune qu'il fallait attribuer la matière visqueuse qui recouvre tout le corps du fœtus de vache, surtout au moment du part; 2° que l'eau de l'allantoïde du même animal a une composition bien différente; qu'elle contient en solution de l'albumine, de l'osmazôme en assez grande quantité, une matière mucilagineuse azotée, un acide particulier présentant toutes les propriétés de l'acide désigné par Vauquelin et Buniva sous le nom d'*acide amniotique*, de l'acide lactique et du lactate de soude, de l'hydrochlorate d'ammoniaque, du chlorure de sodium, de sulfate de soude en grande quantité, et des phosphates de soude, de chaux et de magnésie.

L'eau de l'amnios de jument a fourni du mucus, de l'albumine, une matière jaune, de l'osmazôme en petite quantité, du chlorure de sodium, du chlorure de potassium, de la soude et du phosphate de chaux.

L'eau de l'allantoïde du même animal contenait de l'albumine, de l'osmazôme, de l'acide lactique, une matière

animale mucilagineuse, du chlorure de sodium, du chlorure de potassium, du sulfate de potasse, et du phosphate de chaux et de magnésie.

Cette dernière eau diffère de celle de la vache par l'absence de l'acide allantoïque, et par le sulfate de potasse qui s'y trouve au lieu de sulfate de soude. (*Annales de chimie et de physique*, t. XVIII, p. 295.)

CHAPITRE XX.

DES FLUIDES SÉCRÉTÉS ACIDES.

—

Du fluide de la transpiration insensible et sensible.

CE fluide, exhalé du sang par la peau, se dégage sous deux états; 1° à l'état de vapeur et d'une manière insensible; 2° sous forme d'un liquide qui apparaît à la surface du corps en gouttelettes; il porte alors le nom de *sueur*.

Du fluide de la transpiration insensible. On se procure cette partie de volatil de la sécrétion de la peau en condensant, dans un long manchon de verre bouché, la vapeur qui s'exhale d'une partie quelconque du corps, et prenant la précaution de ne point la faire toucher à la paroi du vase de verre, qu'on refroidit extérieurement par l'application de l'eau froide ou de la glace. Le docteur Anselmino, qui a soumis le fluide ainsi obtenu à l'analyse, lui a reconnu les caractères suivans:

Ce fluide est limpide, inodore, insipide, neutre, imputrescible. Quand on a pris tout le soin pour l'avoir pur, il

n'est formé que d'eau contenant des traces d'acide carbonique; dans le cas contraire, où la partie du corps, de laquelle on a condensé ce fluide, a touché la paroi du vase, il est odorant, contient une petite quantité des élémens de la sueur.

Suivant le docteur Anselmino, la transpiration des individus atteints de scarlatine, de syphilis, de dartres, etc., est de la même nature que celle de l'homme en état de santé. Chez les femmes en couches, elle contient une grande quantité d'acide acétique.

Fluide de la transpiration sensible ou *sueur*. Ce liquide peut être facilement extrait, sur la surface du corps, soit en recouvrant celui-ci de tissus de laine absorbans, soit à l'aide d'éponges fines. Il est incolore, un peu trouble, rougit la teinture de tournesol, d'une saveur salée et d'une odeur variable.

MM. Thénard et Berzélius, qui ont analysé ce fluide particulier à différentes époques sur l'homme, l'ont trouvé formé d'une grande quantité d'eau, d'un peu d'acide acétique et lactique, de chlorure de sodium et de potassium, d'une matière animale, de phosphates terreux et d'une trace d'oxide de fer.

M. le docteur Anselmino a soumis de nouveau ce liquide à l'analyse, sous le rapport des quantités des principes.

Cent parties de sueur, évaporées à siccité au bain marie, ont laissé depuis 0,5 jusqu'à 1,4 de résidu sec.

Le résidu laissé par l'évaporation de la sueur contient, suivant lui, sur cent parties : osmazôme, acide acétique libre et acétate de soude 29, osmazôme et chlorure de potassium et de sodium 48, matière animale soluble dans l'eau seulement 21, matière animale insoluble dans l'eau et l'alcool avec phosphate de chaux et traces d'oxide de fer 2.

Le même auteur annonce (*Journal complémentaire des sciences médicales*, juin 1827) qu'il a fait l'examen de la sueur du cheval, et qu'il l'a trouvée semblable à celle de l'homme ; seulement elle contient une matière animale en plus grande quantité, et plus de phosphate de chaux. Il n'y a point rencontré d'urée, comme Fourcroy l'avait annoncé.

C'est à la présence de cette matière animale dans la sueur que celle-ci doit la propriété de se putréfier facilement, et de tacher le linge qui s'en trouve imprégné. C'est à l'acide acétique libre qu'elle contient qu'il faut attribuer son action sur certaines étoffes teintes. Indépendamment des substances que nous avons signalées dans la sueur, il existe pour chaque espèce d'animal un principe volatil odorant particulier sur la nature duquel on n'a encore aucune connaissance. Ce principe, suivant M. Barruel aîné, existerait dans le sang des différens animaux, et serait exhalé avec les autres principes de la sueur.

Du lait.

Le lait est un fluide particulier sécrété par les glandes mammaires des femelles des animaux connus sous le nom de *mammifères*, et qui est destiné spécialement à nourrir leurs petits.

Ce liquide est, en général, blanc opaque ou opalin, d'une légère odeur particulière, d'une saveur douce et sucrée. Sa densité, très-variable, est toujours plus grande que celle de l'eau ; il rougit légèrement la teinture de tournesol, et contient toujours, mais en proportions variables, de l'eau, du caséum, une matière grasse connue vulgairement sous le nom de *beurre*, du sucre de lait, de l'acide lactique et quelques sels. Ce liquide est différent, suivant l'espèce d'animal qui le fournit.

Lait de vache. Ce lait, le mieux connu par ses pro-

priétés et par l'usage qu'on en fait, a été aussi le plus étudié.

Abandonné à lui-même dans un vase ouvert à la température ordinaire, le lait se sépare peu à peu en deux couches distinctes : l'une, supérieure, blanche jaunâtre, onctueuse, d'une saveur douce, est la *crême*, qui est formée d'une grande quantité de matière butyreuse et de lait ; la seconde, d'un blanc bleuâtre, plus fluide, est le lait en partie privé de matière grasse. Si, après avoir écrémé le lait, on l'abandonne de nouveau à l'air, il s'aigrit, prend une odeur acide, se caille en laissant précipiter des grumeaux épais de caséum qui nagent dans un liquide jaune verdâtre, nommé ***sérum du lait*** ou ***petit lait***.

Cette séparation spontanée du lait en trois parties, prouve 1° que la matière butyreuse est en suspension dans ce liquide ; 2° que le caséum qui y était dissous se précipite à mesure qu'il se développe de l'acide.

Exposé à l'action de la chaleur, le lait forme bientôt à sa surface une pellicule blanche qui s'épaissit peu à peu, et empêchant l'eau de se vaporiser le fait boursoufler. Cette pellicule, produite par une coagulation du caséum à la surface du lait, étant enlevée, il s'en reforme une seconde, et ainsi de suite jusqu'à ce que tout le caséum soit coagulé. Le résidu de l'évaporation du lait renfermant tous les principes fixes du lait, mêlé avec du sucre, des amandes pilées et de l'eau de fleurs d'oranger, fait la base de la pâtisserie désignée sous le nom de *frangipane*.

L'eau se mêle en toutes proportions avec le lait ; mais l'alcool, par son affinité pour l'eau, s'empare de celle qui est contenue dans le lait et le coagule à la température ordinaire.

Tous les acides ont la propriété de coaguler le lait, en s'unissant au caséum qu'ils précipitent en flocons caillebotés. C'est sur cette propriété qu'est fondée la préparation

du petit lait dans les pharmacies. Cette opération se pratique en faisant chauffer le lait écrémé, et y versant, lorsqu'il est bouillant, une cuillerée de vinaigre par pinte de lait; aussitôt le lait se coagule en gros flocons blancs qui se séparent du petit-lait. Lorsque celui-ci parait clair, on le passe à travers une étamine ou un tamis de crin serré, et on y ajoute un blanc d'œuf battu dans un demi-verre d'eau. En remettant alors le liquide sur le feu et le faisant bouillir promptement, l'albumine se coagule, et entraine, en se précipitant, les portions de caséum qui troublaient le petit-lait. On achève de clarifier ce dernier par la filtration à travers un filtre de papier-joseph.

Le petit-lait ainsi préparé est jaune verdâtre, très-limpide, d'une saveur douce et sucrée, sans aucune acidité au goût. Il renferme tous les élémens solubles du *lait*, c'est-à-dire le sucre de lait, une matière animale particulière, le chlorure de potassium, le phosphate de potasse, etc.

La plupart des sels neutres très-solubles coagulent le lait en s'emparant de son eau : quelques-uns, tels que l'acétate de plomb, le nitrate d'argent, le protonitrate de mercure, agissent par l'union de leurs oxides avec le caséum. Parmi les oxides alcalins, la potasse, la soude et l'ammoniaque, loin de coaguler le lait, redissolvent le précipité formé par les acides.

Le caséum fournit par son incinération 6,5 pour cent de son poids d'une cendre composée principalement de phosphate de chaux.

D'après M. Berzélius, 1000 parties de lait écrémé sont formées de : eau, 928,73, caséum avec traces de beurre 28, sucre de lait, 33, chlorure de potassium, 1,70, phosphate de potasse, 0,25, acide acétique libre, acétate de potasse et de fer, 6,00, phosphate et de chaux, 0,5.

(*Abr*

RE

DATES des expériences.	ÉP de la lait, aprè	TIQUE
1 décembre.	42 jo	
10 décembre.	32 jo	
21 décembre.	21 jo	
30 décembre.	11 jo	ique.
11 janvier.	Aprè	ique.
15 janvier.	4 jou	que.
17 janvier.	6 jou	que.
1 février.	20 jo	que.
2 février.	21 jo	que.
10 février.	31 jou	que.

La crème qui se sépare spontanément du lait contient 92 de petit-lait, 45 de beurre et 35 de caséum.

La composition du lait chez les femelles est susceptible de varier, comme la plupart des autres sécrétions, suivant une foule de circonstances. Chez les vaches, quarante jours avant le part, le fluide extrait des mamelles est alcalin, très-chargé d'albumine et de matière grasse, et ne renferme ni *caséum*, ni *sucre de lait*, ni *acide lactique libre*; la composition de ce fluide est la même pendant les trente jours qui suivent, mais dix jours avant le part, comme nous l'avons constaté, il devient doux, un peu sucré et acide et contient plus l'albumine, tous les élémens du lait, enfin quatre et six jours après la parturition il a tous les caractères du lait ordinaire. On sait que la nature des alimens a une grande influence sur les qualités de ce fluide comme sur la quantité qui en est produite; que l'odeur, la couleur de certaines plantes peut s'y transmettre, ainsi que d'autres principes qui sont absorbés. C'est à cette dernière propriété qu'il faut rapporter les effets médicamenteux du lait sur l'enfant allaité par une nourrice qui a pris un purgatif. Les passions modifient et l'abondance et les propriétés du lait; la peur, le saisissement, le chagrin, la colère, en tarissent souvent les sources.

Variétés du lait chez les animaux.

Lait de femme. Ce lait est moins consistant que celui de vache; il contient plus de crème qui ne se transforme point en beurre, moins de caséum et plus de sucre de lait. *Lait de chèvre.* Légèrement odorant, identique avec celui de vache. *Lait d'ânesse.* Ce lait a la plus grande analogie avec celui de la femme; il renferme un peu plus de caséum, et sa crème se convertit en un beurre mou. *Lait de brebis.* Il donne plus de crème que celui de vache, un beurre peu consistant et un caséum plus mou. *Lait de ju-*

ment. Ce lait, qui paraît tenir par sa consistance le milieu entre le lait de femme et le lait de vache, ne fournit point de beurre, et renferme beaucoup de caséum qui le rend facilement coagulable par les acides. On prétend que c'est avec ce lait que les Tartares préparent une sorte de liqueur fermentée, sans doute en y ajoutant une matière sucrée; car celle que contient naturellement le lait (sucre de lait) est impropre à la fermentation alcoolique. Cette liqueur fermentée est désignée par eux sous le nom de *koumiss*.

Usages du lait. Ils sont généralement connus : c'est le premier aliment des jeunes animaux mammifères. On l'emploie pour préparer le beurre, le fromage; il entre aussi dans une foule d'alimens composés.

Le beurre s'obtient, comme tout le monde sait, en recueillant la crème qui se rassemble à la surface du lait, et l'agitant fortement dans une barate au moyen d'un disque de bois fixé à l'extrémité d'un bâton. Dans cette opération, les molécules de beurre qui étaient divisées par le petit-lait finissent par se réunir en une seule masse, qui flotte dans un liquide trouble désigné sous le nom de *lait de beurre*. Cette séparation étant faite, on retire le beurre et on le malaxe dans l'eau pour le bien laver. Ainsi obtenu, le beurre renferme toujours une petite quantité de caséum et de petit-lait dont on le débarrasse par sa fusion à une douce chaleur, ce qui permet alors de le conserver longtemps sans qu'il rancisse et contracte une saveur âcre.

Le *fromage* s'obtient en ajoutant au lait entier un peu de présure (lait caillé contenu dans la caillette des veaux), l'abandonnant à lui-même pour le laisser cailler. Au bout de vingt-quatre heures on recueille le caillé, et on le fait égoutter sur une claie d'osier dans un moule de bois. Lorsqu'il ne s'en sépare plus de sérum, on le sale sur les deux faces, et on l'abandonne à lui-même, d'abord à l'air, et ensuite à la cave sur une couche de foin, afin de détermi-

ner un commencement de décomposition du caséum; c'est ainsi qu'on prépare les fromages de Brie. Lorsqu'ils sont faits, ils contiennent de l'acétate d'ammoniaque, du carbonate d'ammoniaque, et en quantité d'autant plus grande qu'ils sont plus avancés. C'est à la présence de ces deux sels, et surtout à une huile jaune très-âcre, qu'est due la saveur piquante des fromages. M. Braconnot a constaté que l'*acide caséique*, annoncé par Proust comme résultant de la fermentation du caséum, n'était que de l'acide acétique uni à une matière blanche particulière, sublimable et cristallisable, qu'il a proposée de désigner sous le nom d'*aposépédine* (ἀποσηπεδών, résultat de la pourriture), à cause de sa présence dans les matières animales putréfiées.

De l'urine.

L'urine est un fluide excrémentitiel sécrété, ou séparé du sang artériel par les reins, d'où il est conduit par les uretères dans la vessie, où il séjourne quelque temps avant d'être rejeté au dehors par le canal de l'urètre.

Ce liquide a été l'objet des recherches d'un grand nombre de chimistes, parmi lesquels on doit citer Rouëlle, Schéele, Wollaston, Fourcroy, Vauquelin, et MM. Proust et Berzélius, etc., etc.

L'urine de l'homme a été plus particulièrement examinée; aussi est-ce, de toutes les liqueurs animales sécrétées, la mieux connue dans sa composition et dans les altérations qu'elle peut présenter.

Urine humaine. Cette liqueur rendue dans l'état de santé est transparente, d'une couleur variable du jaune d'ambre au jaune rougeâtre; son odeur est particulière et forte, surtout au moment où elle sort de la vessie; sa température est égale à celle du corps; sa densité varie de 1025 à 1055. Toutefois l'urine ne possède ces propriétés qu'autant qu'elle a été recueillie long-temps après la digestion des

alimens ; telle est l'urine qu'on rend le matin après le sommeil ; car celle qui est rejetée immédiatement après le repas, est dépourvue de couleur, de saveur, et n'est pour ainsi dire que de l'eau contenant quelques traces de sels. C'est à cette dernière urine que les anciens médecins avaient donné le nom d'*urine crue* ou de *boisson*, tandis que la première, produite par l'action des reins sur les élémens du sang, était connue sous le nom d'*urine cuite* ou de *coction*, et même sous celui d'*urine du sang* ; c'est surtout celle-ci qui a été soumise aux expériences.

L'urine, après son émission de la vessie, rougit le papier de tournesol, propriété qui a été attribuée successivement à de l'acide phosphorique libre, et ensuite à de l'acide lactique et urique. On admet aujourd'hui que cette acidité est due à ces deux derniers acides.

Peu de temps après qu'elle a été rendue, l'urine se trouble quelquefois et laisse apercevoir un nuage léger, demi-transparent, formé de mucus provenant de la vessie, mais le plus souvent elle abandonne avec celui-ci, en se refroidissant, un sédiment jaunâtre qui s'attache aux parois des vases qui la contiennent, et qui est formé principalement d'acide urique ou d'urate d'ammoniaque selon le docteur Proust.

Exposée à l'air pendant plusieurs jours à la température ordinaire, l'urine se colore, prend une odeur piquante ammoniacale par suite de la décomposition spontanée de l'urée, devient alcaline, et laisse précipiter tout le phosphate de chaux et de magnésie qu'elle tenaient solution dans l'état normal à la faveur de son excès d'acide.

Soumise à l'action de la chaleur, elle présente les mêmes phénomènes par l'altération d'une partie de l'urée ; concentrée convenablement, elle fournit un extrait liquide brun rougeâtre foncé, qui, par le refroidissement, laisse déposer une grande quantité de cristaux colorés en jaune

brunâtre. Cette masse de cristaux, produite par la plupart des sels solubles contenus dans l'urine, était désignée par les anciens chimistes sous le nom de *sel microcosmique*, c'est-à-dire *petit monde de sel.*

L'urine humaine est composée, d'après M. Berzélius, sur 1000 parties de : eau 933,00, urée 30,10, sulfate de potasse 3,71, sulfate de soude 3,16, phosphate de soude 2,94, chlorure de sodium 4,45, phosphate d'ammoniaque 1,65, hydrochlorate d'ammoniaque 1,65, acide lactique libre 1,50, lactate dammoniaque et matière animale soluble dans l'alcool 17,14, phosphates de chaux et de magnésie 1,00, acide urique 1,00, mucus 0,32, silice 0,03.

Les effets produits sur l'urine sont faciles à concevoir lorsqu'on en connaît la composition; l'eau se mêle en toutes proportions avec l'urine humaine, mais lorsqu'on ajoute à celle-ci plusieurs fois son volume d'alcool, elle se trouble, il s'en précipite du mucus, de l'acide urique, de l'urate d'ammoniaque et tous les sels insolubles, tels que phosphates terreux, sulfate de potasse et de soude, etc.

Les acides minéraux mêlés à l'urine n'y font point de précipité, mais au bout d'un certain temps, ils en séparent de petits cristaux d'acide urique qui se précipitent sur les parois du vase et se présentent en aiguilles prismatiques entrecroisées, d'un jaune rougeâtre. Le docteur Proust pense que cet effet est dû à la décomposition par les acides de l'urate d'ammoniaque qui existe tout formé dans l'urine; son opinion est fondée sur ce qu'en concentrant l'urine fraîche sous le récipient dc la machine pneumatique, il s'en précipite de l'urate d'ammoniaque sous forme pulvérulente et non de l'acide urique.

Les alcalis, tels que la potasse, la soude et l'ammoniaque, jouent un autre rôle par leur mélange avec l'urine; ils saturent non-seulement l'acide libre de l'urine

en précipitant les phosphates de chaux et de magnésie qui y étaient dissous, mais encore, lorsqu'ils sont employés en excès, ils décomposent les sels ammoniacaux en dégageant une odeur très-prononcée d'ammoniaque; les solutions de chaux, de barite et de strontiane présentent les mêmes phénomènes, mais les précipités occasionés sont plus abondans, parce qu'elles agissent, la première sur l'acide phosphorique des phosphates avec lequel elle forme un précipité insoluble, et les deux autres, indépendamment de cet effet, attirent l'acide sulfurique et se tranforment en sulfates insolubles.

Parmi les acides végétaux, il n'y a que l'acide oxalique qui, par son affinité pour la chaux, décompose le phosphate de chaux contenu dans l'urine; l'oxalate d'ammoniaque agit de la même manière et plus promptement.

Le nitrate d'argent et le protonitrate de mercure y produisent des précipités blancs par suite de la décomposition du chlorure de sodium, de l'hydrochlorate d'ammoniaque et des phosphates et sulfates solubles; ces précipités ne sont qu'en partie redissous par l'acide nitrique; le nitrate de barite forme également, par les phosphates et sulfates que contient l'urine, un précipité blanc en partie soluble dans l'acide nitrique ou hydrochlorique.

L'infusion de noix de galle détermine aussi dans l'urine un léger précipité par le mucus qu'elle peut contenir, car l'urée n'est point précipitée par ce réactif.

Des variétés que présente l'urine humaine. Cette liqueur excrémentitielle varie, d'après une infinité de circonstances et suivant l'âge, dans le fœtus, elle est sans couleur, sans odeur et chargée de beaucoup de mucus; dans l'enfance, elle ne contient point ou peu de phosphates et une petite quantité de sels et d'urée; chez les adultes, elle est telle que nous l'avons considérée; dans la

vieillesse, elle est plus chargée d'acide urique et de phosphate de chaux.

Le nature de cette sécrétion varie suivant qu'elle est recueillie à différentes heures de la journée plus ou moins rapprochée de celles des repas. Elle est incolore, sans saveur bien sensible, et ne semble être que de l'eau presque pure peu de temps après le repas; elle a une couleur jaune pâle, une odeur particulière pendant la disgestion des alimens, mais elle ne prend tous les caractères que nous lui avons reconnus que sept à huit heures après le repas, c'est-à-dire après que la digestion est entièrement opérée.

Toutes choses égales d'ailleurs, sa quantité est en rapport inverse avec celle de l'humeur de la transpiration : c'est ce qu'on remarque facilement suivant les saisons. En été, où la transpiration par la peau est abondante, l'urine est plus rare; au contraire, dans l'hiver, l'urine est plus fréquente et la transpiration peu sensible.

Les alimens exercent aussi une action remarquable sur les propriétés de l'urine. Outre qu'elle peut s'imprégner facilement de leur odeur, ou être modifiée par leur nature, elle contient quelquefois une partie de leur couleur, qui altère celle qu'elle a naturellement.

Enfin, les passions influent sur la nature de l'urine; les chagrins, la frayeur, les vives affections de l'ame qui troublent subitement l'économie, font sécréter aux reins une urine claire, abondante, sans odeur ni saveur.

Des variétés de l'urine dans certaines maladies. Toutes les modifications que l'urine éprouve dans la plupart des maladies ne sont que peu connues, de manière qu'on ne peut établir que d'une manière générale les différences qu'elle présente avec celle dans l'état de santé.

Dans l'*hystérie*, l'urine est incolore, peu chargée d'urée et de sels.

Dans l'*ictère*, elle est colorée en jaune orangé plus ou moins foncé. Cette coloration est due aux principes colorans de la bile.

Dans l'*hydropisie générale*, l'urine contient beaucoup d'albumine, peu d'urée; elle se coagule par les acides et la chaleur.

Dans les *fièvres ataxiques*, elle est colorée en rouge ardent, et laisse déposer un sédiment rouge composé d'acide urique et d'acide rosacique.

Dans la *goutte*, le phosphate de chaux y prédomine; elle contient, suivant Bertholet, plus d'acide dans les paroxysmes.

Dans le *rachitis*, maladie caractérisée par le ramollissement des os, l'urine contient beaucoup de phosphate de chaux.

Dans le *diabétès sucré*, maladie qui consiste en une grande évacuation d'urine, cette sécrétion est entièrement changée. Sa quantité s'élève, par jour, de huit à dix litres; sa saveur est sucrée, elle ne contient plus d'urée ou qu'une petite quantité et des traces de sels qu'on trouve ordinairement dans l'urine; mais on y rencontre une très-grande quantité d'une matière sucrée, cristallisable et fermentescible, analogue au sucre de raisin par toutes ses propriétés. Ce sucre, qu'on désigne, pour rappeler son origine, sous le nom de *sucre de diabétès*, forme au plus $\frac{1}{17}$ de l'urine, et au moins $\frac{1}{30}$ de ce liquide. On l'obtient en évaporant à une douce chaleur l'urine en consistance sirupeuse, et l'abandonnant à elle-même; le sucre qui s'en sépare par cristallisation est ensuite purifié par de nouvelles cristallisations dans l'eau.

Cette maladie est combattue avec succès par les alimens très-azotés et nutritifs, qui changent peu à peu la nature de l'urine en la rendant d'abord albumineuse, comme

l'ont observé MM. Thénard et Dupuytren ; avant qu'elle ait recouvert toutes ses propriétés ordinaires.

Les médecins distinguent une autre maladie qu'ils désignent sous le nom de *diabétès non sucré*, analogue à la précédente par la surabondance d'urine rendue, mais dans laquelle il n'existe point de sucre ; elle est formée d'une grande quantité d'eau, et de quelques traces de sels et d'urée.

L'urine, dans certaines maladies, prend une couleur bleue très-foncée, sans qu'on puisse attribuer à quelle cause cette coloration est due. D'après M. Braconnot, cette couleur est produite par la présence d'une matière bleue organique, azotée, à laquelle il a donné le nom de *cyanourine*. Dans quelques autres affections encore peu caractérisées, l'urine prend quelquefois une couleur noire comme de l'encre. Cette coloration est due d'après le docteur Prout à une matière noire soluble dans les acides sulfurique et nitrique et dans les alcalis qu'elle paraît saturer ; on a donné à cette matière le nom de *mélanourine*.

Variétés de l'urine dans les animaux.

Urine des animaux carnivores. L'urine de ces animaux contient la plupart des principes qui se trouvent dans l'urine humaine ; telles sont les urines de lion, de tigre et de chien, qui ont été examinées particulièrement par Vauquelin et M. Chevreul.

Urine des animaux herbivores. Dans ces animaux, l'urine ne contient ni phosphates, ni acide urique ; on y rencontre une huile rousse particulière qui paraît leur donner l'odeur et la couleur qu'elles possèdent.

Urine de cheval. D'après Fourcroy, Vauquelin et M. Chevreul, cette urine est composée de carbonate de chaux, d'une petite quantité de carbonate de magnésie, de carbonate de soude, d'uro-benzoate de soude, de sulfate

de potasse, de chlorure de potassium, d'urée, de mucilage et d'huile rousse.

C'est à la présence du carbonate de chaux, tenu en solution par un excès d'acide carbonique, que cette urine doit la propriété de se troubler, et de précipiter un sédiment jaunâtre peu de temps après qu'elle a été rendue.

Urine de vache. Cette urine est formée, d'après Rouelle, d'eau, d'urée, d'une matière animale extractive, de sulfate de potasse, de carbonate de potasse, de carbonates de chaux et de magnésie, d'uro-benzoate de potasse, de chlorure de potassium et d'huile rousse.

Les urines de chameau, de lapin, de castor, de cochon d'Inde, sont, à part les proportions, identiques avec les précédentes. Quant aux urines d'âne et de cochon domestique, elles ne contiennent point de benzoates.

Urine des oiseaux. Dans cette classe d'animaux, l'urine contient les mêmes élémens que celle des animaux carnivores; on y rencontre une plus grande proportion d'acide urique. C'est à cet acide qu'il faut attribuer la poussière blanche qui se trouve à la surface des excrémens que rendent ces animaux, dont l'organisation est telle que les urines et les excrémens se mêlent à leur sortie du corps.

La proportion d'acide urique est en rapport direct avec la nature des alimens plus ou moins azotés, comme l'a prouvé Wollaston chez les oiseaux carnassiers, tels que les aigles, les vautours, où la quantité d'acide urique et d'urate d'ammoniaque s'élève à plus de moitié.

Urine des animaux amphibies. Chez les serpens, l'urine est de consistance butireuse lorsqu'elle est évacuée; elle se concrète à l'air, et est formée presque toujours d'acide urique pur. L'urine des lézards, des tortues présente à peu près la même composition. Celle du crocodile renferme, outre l'acide urique, du carbonate et phosphate de chaux suivant John Davy. Le même auteur a reconnu que l'urine

des grenouilles et des crapauds faisait une exception à celle des animaux de la classe des amphibies. Chez ces animaux, l'urine est transparente, insipide, d'une odeur fade, et contient une très-grande quantité d'urée, de chlorure de sodium et un peu de phosphate de chaux.

Influence des alimens sur la nature de la sécrétion urinaire.

La nature des alimens exerce une grande influence sur la formation de plusieurs principes de l'urine, comme l'a prouvé M. Magendie. Il résulte des expériences entreprises par ce physiologiste sur les propriétés nutritives des différentes substances azotées ou non azotées, que l'urine des animaux carnivores, dans laquelle l'acide urique est plus ou moins abondant, en est entièrement privée, ainsi que de phosphate, lorsqu'ils sont nourris exclusivement avec des alimens non azotés; il a conclu de là qu'il existe une relation évidente entre le régime de l'animal et la présence de l'acide urique dans son urine. Les expériences qu'il a faites sur des chiens auxquels il avait donné pour toute nourriture de la gomme, du sucre et de l'eau distillée, lui ont démontré que l'urine de ces animaux présentait, au bout d'un certain temps, tous les caractères de celle des herbivores, c'est-à-dire qu'elle était dépourvue d'acide urique et de phosphate de chaux.

Calculs urinaires humains.

On désigne sous le nom de *calculs urinaires* ou *pierres* des concrétions formées le plus ordinairement aux dépens des élémens de l'urine, soit dans la vessie, soit dans les reins ou ses conduits. Ils portent alors, suivant le lieu où ils se sont développés, le nom de *calculs vésicaux*, *calculs rénaux*, *calculs urétraux*.

Ces calculs varient par leur forme comme par leur gros-

seur : quelques-uns ne sont pas plus gros que la tête d'une épingle, et sont expulsés souvent au fur et à mesure qu'ils se sont formés, ce qui constitue la maladie désignée sous le nom de *gravelle*. D'autres peuvent, en séjournant dans la vessie, acquérir un développement tel, qu'ils distendent la vessie et la remplissent quelquefois en partie. Leur forme, dans ce dernier cas, est ovoïde ou sphéroïde; ils résultent souvent de la superposition de couches de même nature ou de nature différente autour d'un point central qu'on désigne sous le nom de *noyau*, et qui peut être un corps étranger ou un petit calcul primitivement formé. Les calculs rénaux ou urétraux présentent, en général, l'aspect des conduits ou cavités où ils ont été produits.

Quelques-uns offrent une surface polie, d'autres une surface garnie d'aspérités et de tubercules. Leur couleur, leur dureté est très-variable ainsi que leur densité. Les différentes substances qui les composent sont généralement insolubles dans l'eau ou peu solubles, elles sont en grand nombre : on en connaît aujourd'hui huit qui forment, soit séparément chaque calcul, soit par leur mélange. Telles sont *l'acide urique*, *l'urate d'ammoniaque*, *le phosphate de chaux*, *le phosphate de magnésie et d'ammoniaque*, *l'oxalate de chaux*, *la cystine*, *la xanthine* et *la fibrine*. Les molécules de ces différentes substances sont agglutinées par une matière animale analogue au mucus.

Les quatre dernières substances ne se rencontrent point dans l'urine humaine, elles s'y forment suivant quelques circonstances. La cystine est très-rare; la xanthine, la fibrine, qui n'ont été rencontrées encore qu'une seule fois, paraissent être des produits accidentels. Les autres principes s'y trouvent le plus ordinairement ou à l'état de pureté ou mêlés les uns avec les autres.

Calculs d'acide urique. Jaunâtres, brûlant sans résidu en dégageant une forte odeur d'ammoniaque et d'hydro-

cyanate d'ammoniaque, solubles entièrement dans la solution de potasse ou de soude caustique, et en étant précipités sous forme de flocons blancs par les acides. Traités par l'acide nitrique, ils sont dissous avec effervescence et laissent après l'évaporation à siccité une belle couleur rouge d'œillet (*purpurate d'ammoniaque*).

Calculs d'urate d'ammoniaque. Les calculs formés par ce sel ont une couleur grise cendrée. Ils sont inodores et insipides, solubles avec dégagement de *gaz ammoniac* dans la solution de potasse ou de soude, et se comportent comme la dissolution des calculs d'acide urique.

Calculs de phosphate de chaux. Blancs, formés de couches concentriques non cristallisées, infusibles et inaltérables au feu ; insolubles dans la potasse, formant avec l'acide sulfurique un magma dû à la formation du sulfate de chaux ; solubles entièrement sans effervescence dans l'acide nitrique, d'où l'ammoniaque en précipite le phosphate de chaux sous forme d'une gelée demi-transparente.

Calculs de phosphate de magnésie et d'ammoniaque. Blancs, cristallins, demi-transparens, exhalant une odeur d'ammoniaque au feu, et se vitrifiant à une chaleur rouge, dégageant une odeur d'ammoniaque par les solutions de potasse et de soude, solubles sans effervescence dans les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique.

Calculs d'oxalate de chaux. Les calculs formés par ce sel sont distincts des autres par leur forme particulière. Ils sont garnis de tubercules nombreux ou d'aspérités à leur surface comme les fruits du mûrier, ce qui les a fait nommer *calculs mûraux*. Ces calculs sont gris ou quelquefois bruns ; ils sont insolubles dans les acides et les alcalis, décomposés à une chaleur rouge et convertis en carbonate de chaux ou en chaux pure.

Calculs de cystine. Très-rares, observés pour la première fois par Wollaston et ensuite par le docteur Marcet.

La cystine qui forme ces calculs est en cristaux irréguliers, jaunâtres, demi-transparens comme de la cire; elle se distingue par sa propriété de répandre, lorsqu'on la chauffe, une odeur fétide particulière; elle se dissout également bien dans les alcalis et les acides phosphorique, nitrique et hydrochlorique; elle produit avec ces deux derniers des combinaisons acides qui cristallisent facilement en belles aiguilles satinées et qui ont l'aspect d'une substance saline. Cette propriété lui a fait d'abord donner le nom d'*oxide cystique*. Elle est composée, d'après l'analyse que nous en avons faite, de 36,2 de carbone, 34 d'azote, 17 d'oxigène et 12,8 d'hydrogène. Nous l'avons rencontrée dans un calcul vésical chez le chien.

Calculs de xanthine et de fibrine. Ces deux variétés n'ont été observées qu'une seule fois par M. Marcet. La substance animale qui compose le premier a été ainsi nommée, parce qu'elle se dissout dans les acides et qu'elle devient jaune par l'acide nitrique (ξανθὸς, jaune). Quant à la fibrine, elle provient indubitablement d'un caillot de sang qui se sera déposé dans la vessie, et aura donné naissance accidentellement à cette variété de calcul.

Parmi les élémens que nous venons de signaler dans les calculs urinaires de l'homme, il s'en trouve qui, existant dans l'urine même, peuvent s'en séparer et donner naissance à ces concrétions, telle est la formation des calculs *d'acide urique*, *d'urate d'ammoniaque*, *de phosphate de chaux* et *de phosphate ammoniaco-magnésien*, qui sont les principes les plus ordinaires des calculs. Les deux premières substances, en raison de leur peu de solubilité, peuvent facilement se précipiter de l'urine, tandis que les deux autres ne se déposent qu'autant que l'urine ne contient plus assez d'acide libre pour les tenir en solution, ou qu'une portion d'ammoniaque, sécrétée en même temps, ne vienne à le saturer.

La cystine, qui est très-rare dans les calculs, est sans doute un produit morbide provenant de l'altération d'un des principes de l'urine, sans doute de l'acide urique. Quant à l'oxalate de chaux qui se rencontre assez fréquemment, il se développe aussi sous l'influence de quelques états morbides; mais on ignore si c'est d'abord à l'état d'acide libre qu'il est sécrété par les reins, et si, par son affinité pour la chaux, il ne décomposerait pas ensuite le phosphate de chaux, car c'est toujours avec cette base qu'on le rencontre comme principe constituant des calculs. Quoiqu'il soit difficile d'expliquer son origine, plusieurs observations tendent à faire penser que ses élémens sont au moins fournis par certains alimens. Plusieurs exemples attestent que des personnes qui se nourrissaient habituellement d'oseille, renfermant une grande quantité d'acide oxalique, ont rendu des graviers ou petits calculs formés d'oxalate de chaux.

Calculs urinaires d'animaux. Il se forme aussi parfois dans la vessie des animaux des concrétions tout-à-fait identiques, quant à leur origine, avec celles qu'on rencontre dans la vessie de l'homme et qui sont en rapport avec la composition de l'urine, au milieu de laquelle elles se sont développées.

Parmi les animaux carnivores, il n'y a que le chien sur lequel on ait étudié la nature de ces concrétions qui paraissent très-fréquentes chez cet animal.

Les expériences que nous avons faites nous ont appris que la plupart des substances qui se trouvent dans les calculs urinaires de l'homme, se rencontrent aussi dans ceux du chien. Nous en avons reconnu cinq espèces; savoir: 1re espèce, phosphate ammoniaco-magnésien et traces de phosphate de chaux (très-commune); 2e espèce, phosphate ammoniaco-magnésien et phosphate de chaux en quantité variable (très-commune); 3e espèce, urate d'ammoniaque

mélangé de phosphate de chaux (peu commune); 4° espèce, oxalate de chaux cristallisé pur (rare); 5° espèce, cystine avec traces de phosphate de chaux (très-rare). (*Journal de Chimie,* tome IV, page 365.)

Calculs urinaires des animaux herbivores. Les expériences qui ont été entreprises par plusieurs chimistes sur la nature de ces calculs, dans le cheval, le bœuf et la vache, ont fait connaître qu'ils étaient d'une seule espèce et généralement composés de carbonate de chaux, d'un peu de carbonate de magnésie et de sous-phosphate de chaux associés à du mucus provenant de la vessie. Ces calculs présentent des différences dans leur couleur, leur volume et leur dureté. Ils sont faciles à distinguer par l'effervescence écumeuse qu'ils produisent avec les acides, et par la chaux vive qu'ils laissent en les calcinant fortement. L'analyse d'un de ces calculs vésicaux du cheval nous a donné : principes urinaires solubles dans l'eau 5, mucus vésical 7,5; sous-carbonate de chaux 83,7; sous-carbonate de magnésie 3, sous-phosphate de chaux 0,8.

Du Suc gastrique.

Les physiologistes ont donné le nom de suc gastrique à un fluide particulier, sécrété par la membrane interne de l'estomac, auquel on a attribué la propriété de dissoudre les alimens qui sont ingérés dans ce viscère, et de les convert r en chyle.

Ce fluide peut être obtenu par différens procédés; 1° en tuant un animal après l'avoir fait jeûner; 2° en faisant avaler à des animaux des éponges attachées à une ficelle, et les retirant au bout de quelque temps pour les exprimer; 3° en déterminant le vomissement sur des personnes à jeun.

Quel que soit le procédé qu'on emploie, on voit qu'il est impossible de l'obtenir dans un grand état de pureté;

en effet, il doit être plus ou moins mêlé avec une portion de salive et de mucus de la bouche, de l'œsophage et de l'estomac. Aussi, les différens médecins et physiologistes qui ont décrit ses caractères, lui ont-ils trouvé souvent des propriétés opposées.

Ce fluide, tel qu'on le trouve dans l'estomac, et lorsque sa sécrétion en a été déterminée par des corps étrangers incapables d'en altérer les propriétés, est trouble, incolore, inodore; il rougit légèrement la teinture du tournesol, ne se coagule point par la chaleur, et fournit environ les deux centièmes de son poids, d'un résidu fixe, jaunâtre, d'une saveur salée et piquante.

L'acidité de ce fluide paraît constante lorsqu'il est pur, et c'est au suc gastrique appliqué sur la surface interne de l'estomac, que celui-ci doit la propriété de rougir le papier de tournesol.

Les opinions des chimistes sont différentes sur la nature de l'acide qui existe dans le suc gastrique. M. Chevreul de son côté, M. Leuret et moi de l'autre, avons reconnu en analysant le suc gastrique du chien, que son acidité était due à un acide identique avec l'acide lactique. M. le docteur Prout a annoncé que cet acide libre était de l'acide hydrochlorique; enfin M. Tiedemann et Gmelin, dans leurs recherches sur la digestion, admettent que l'acidité de ce fluide est due tout à la fois aux acides hydrochlorique et acétique.

Toutefois, avant que de nouvelles expériences viennent confirmer ou infirmer les résultats des uns ou des autres, nous considérerons, avec M. Chevreul, que le suc gastrique doit ses caractères acides à une certaine quantité d'acide lactique, cette opinion étant plus en rapport avec la nature des principes que sécrètent les organes des animaux.

Le suc gastrique de l'homme et du chien ont été parti-

culièrement examinés par M. Chevreul; il les a trouvés formés d'eau, d'acide lactique libre, d'une matière animale soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, d'hydrochlorate d'ammoniaque et des chlorures de potassium et de sodium.

Dans nos recherches sur la digestion, en 1825, nous avons également soumis plusieurs fois de suite à l'analyse le suc gastrique des chiens, obtenu à l'aide d'éponges fines, qu'on leur avait fait avaler. Nous l'avons trouvé composé d'eau 98, d'acide lactique, d'hydrochlorate d'ammoniaque, de chlorure de sodium, d'une matière animale soluble dans l'eau, de mucus et de phosphate de chaux formant en somme deux parties.

Les mêmes expériences ont été faites sur les canards, les grenouilles, les crapauds et les lézards, et nous avons constaté que, dans ces différens animaux, l'estomac sécrétait un fluide acide identique par ses propriétés avec celui que nous avons analysé sur le chien.

Quant à l'action particulière de ce suc sur les alimens, Spallanzani le regardait comme leur dissolvant, opinion qui a été ensuite combattue par M. Montègre. Les expériences que nous avons tentées, M. Leuret et moi, nous ont appris que ce fluide n'agissait sur les alimens que par la grande proportion d'eau qu'il contenait, qu'il les ramollissait, les délayait et les atténuait de manière à les rendre propres à la transformation en molécules chyleuses.

CHAPITRE XXI.

Des produits immédiats très-hydrogénés, ou des matières grasses des animaux.

Les matières grasses ou graisses composées des différens principes immédiats que nous avons fait connaître sont très-abondantes dans les animaux; elles se trouvent contenues dans de petites cellules d'un tissu particulier, auquel on a donné le nom de *tissu adipeux*. On les trouve plus ou moins répandues sous la peau, à la surface des muscles, qui lui doivent en partie la forme arrondie qu'ils offrent à l'extérieur, dans leur intervalle, autour des reins, dans la duplicature de l'épiploon, etc., etc.

Les graisses sont variables par leur consistance, leur couleur, leur odeur, suivant les animaux dont elles ont été extraites. Celles que l'on trouve dans les ruminans sont solides et inodores; molles et odorantes dans les carnivores; solides, inodores, très-onctueuses, dans les oiseaux gallinacés; fluides et odorantes dans les cétacés. Leur couleur varie suivant l'âge des animaux; elles sont blanches dans les jeunes sujets, et jaunes dans ceux d'un âge avancé.

L'extraction de la graisse des tissus qui la renferment est simple. Après avoir coupé ceux-ci, on les lave pour les débarrasser du sang, de la lymphe, qui sont contenus dans les vaisseaux qui s'y trouvent, et on les expose à une douce chaleur avec une petite quantité d'eau. La graisse liquéfiée sort du tissu où elle était déposée; on l'en sépare, soit par décantation, soit en la passant à travers un tamis de crin ou une toile.

Les propriétés physiques des graisses sont aussi variables que leurs propriétés chimiques ; elles se fondent à des températures très-différentes : quelques-unes sont liquides à la température ordinaire, et désignées alors sous le nom d'*huiles ;* telles sont les huiles de poisson et de pied de bœuf.

Distillées en vases clos, elles fournissent par leur décomposition une petite quantité d'eau, un principe odorant volatil, plus ou moins d'acide acétique, de l'acide sébacique, des acides margarique et oléique, des gaz composés d'acide carbonique, d'oxide de carbone et d'hydrogène plus ou moins carboné ; enfin, elles laissent une petite quantité de charbon spongieux et très-léger.

L'air exerce une action particulière sur la plupart des graisses ; il les colore, et leur communique, au bout d'un certain temps, une odeur forte et une saveur âcre : c'est à cette altération qu'est due leur *rancidité.* L'eau est sans action sur les graisses ; mais l'alcool les dissout, surtout à chaud, en différentes proportions. L'éther sulfurique, les huiles volatiles, les dissolvent même à froid : c'est d'après cette propriété qu'on fait usage de ces dernières pour enlever les taches de graisse sur les étoffes de soie et de laine.

Parmi les corps combustibles, il n'y a que le phosphore et le soufre qui puissent s'y dissoudre à chaud. Le chlore et l'iode leur enlèvent une certaine quantité d'hydrogène, et se transforment, même à la température ordinaire, l'un en acide hydrochlorique, et l'autre en acide hydriodique.

Les métaux n'ont que peu d'action sur les graisses, à l'exception de ceux qui sont très-oxidables, et qui peuvent alors réagir sur elles et les saponifier en partie.

Les oxides métalliques les décomposent pour la plupart par l'intermède de l'eau, et les transforment en acides

margarique, stéarique, oléique et en glycérine, surtout celles qui sont formés de stéarine et d'oléine : les autres se comportent, comme nous l'avons exposé, en traitant de chacun de ces principes.

Les graisses les plus employées sont celles de porc, de mouton, de bœuf. Parmi les autres matières grasses, se trouvent le beurre, le blanc de baleine, l'huile de poisson et l'huile de pied de bœuf.

Graisse de porc. On la connaît sous le nom d'*axonge*, de *saindoux*; elle s'extrait de la panne du porc coupée en petits morceaux, qu'on lave ensuite et qu'on fait fondre à une douce chaleur pour la séparer, par filtration, du tissu qui la contenait.

Cette graisse est blanche, molle, légèrement odorante, sa saveur est fade. Elle est fusible à + 27°; elle est composée de stéarine, de margarine et d'oléine, et est facilement saponifiable.

Sa composition est de : carbone 79,088, oxigène 9,756, hydrogène 11,146. On l'emploie comme aliment; elle fait la base de beaucoup de pommades cosmétiques et d'onguens, etc., etc.

Graisse de mouton et de bœuf. Ces deux graisses ont à peu près les mêmes caractères; on les désigne sous le nom de *suif*: elles se purifient comme la graisse de porc.

Cette graisse est blanche, insipide, presque inodore, de consistance ferme, fusible à + 47°, peu soluble dans l'alcool bouillant, saponifiable entièrement par les alcalis; elle est formée de stéarine, de margarine, d'oléine comme la précédente, mais dans d'autres proportions. Le suif du mouton contient un peu d'hircine, selon M. Chevreul.

Elle entre dans la composition de plusieurs onguens et emplâtres; mais son plus grand usage est pour la fabrication de la chandelle.

Beurre. Cette matière grasse n'existe que dans le lait, d'où elle se sépare spontanément mêlée à une petite quantité de caséum et de petit-lait. Nous avons indiqué son extraction à l'article du lait.

Le beurre est d'une consistance molle, d'une odeur agréable, d'une saveur légèrement aromatique; sa couleur varie du jaune très-pâle au jaune clair. Exposé à l'action de la chaleur, il fond à + 36°, et se sépare du caséum et du petit-lait qu'il contient toujours.

L'air l'altère promptement, surtout en été; il acquiert alors une odeur forte et une saveur âcre. Cette altération est déterminée par les principes étrangers qu'il renferme; car, lorsqu'il a été fondu, il peut se conserver long-temps, comme on le sait, sans rancir. Le même effet se produit lorsqu'on le pétrit avec une certaine quantité de sel. Le beurre est composé, suivant M. Chevreul, de stéarine, d'oléine, de butyrine, d'un principe odorant et d'un peu d'acide butyrique.

Blanc de baleine. Cette matière grasse, d'une nature particulière, existe à l'état de dissolution dans une huile qui est interposée entre les membranes du cerveau de diverses espèces de cachalot (*physeter macrocephalus*). On le trouve aussi, mais en moins grande quantité, dans l'huile de baleine. M. Chevreul lui a donné le nom de *cétine*, κῆτος, baleine. On le sépare de l'huile avec laquelle il est mêlé par la pression dans des sacs de laine, et en le faisant bouillir ensuite avec une certaine quantité de lessive de potasse, qui saponifie l'huile et laisse le blanc de baleine à l'état de pureté.

Le blanc de baleine pur est en masse plus ou mois considérable, demi-transparente, formée de larges lames brillantes, nacrées, un peu flexibles sous le doigt et très-douces au toucher; il est sans action sur le tournesol, fusible à + 46°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool

chaud, d'où il se précipite sous forme de lames par le refroidissement. Soumis à la distillation, il se volatilise presque entièrement; les alcalis ne le saponifient qu'en partie et le transforment en éthal, et en acides margarique et oléique. (*Voy.* Cétine, page 470). Il est inaltérable par l'acide nitrique.

Usages. Le blanc de baleine est employé pour la confection de certaines pommades très-adoucissantes; son plus grand usage est pour la fabrication des *bougies transparentes* qui se préparent en l'unissant à une petite quantité de cire blanche.

Huile de poisson. Cette huile s'extrait des différentes parties de la baleine et de plusieurs autres grands poissons marins. On l'obtient en exposant à l'action d'une douce chaleur les parties qui la contiennent, et filtrant le liquide huileux à travers une toile.

Cette huile a une couleur brune rougeâtre : elle est épaisse d'abord et devient plus fluide, en abandonnant une matière blanche analogue au blanc de baleine : son odeur est forte et désagréable.

Elle est employée à l'éclairage et à la fabrication des savons communs. L'huile identique à celle-ci, qui se sépare de la purification du blanc de baleine, est connue sous le nom d'*huile de spermaceti.*

Huile de pied de bœuf. Cette huile, formée comme tous les autres corps gras de stéarine et d'oléine, se prépare en faisant cuire dans l'eau les pieds de bœuf écornés. Elle ne tarde pas à nager à la surface de la décoction, d'où on la sépare pour la clarifier par le repos, ou la filtration à travers un tissu de laine sur lequel on a disposé une couche de charbon animal. Cette huile purifiée est toujours jaunâtre, inodore; elle diffère de la plupart des autres corps gras liquides, en ce qu'elle ne se congèle qu'à une très-basse température.

Usages. On l'emploie pour le graissage des mécaniques, en raison de sa liquidité même à plusieurs degrés au-dessous de zéro; elle est aussi recherchée pour graisser les cuirs et leur donner de la souplesse.

CHAPITRE XXII.

Des parties solides composant les tissus simples des animaux.

Nous avons réuni dans ce chapitre toutes les parties solides qui forment les tissus simples des animaux, et qui, bien que présentant des différences dans leur forme, leurs apparences et leur structure, suivant les parties où elles se trouvent et leurs usages, ont la même composition chimique et donnent à l'analyse les mêmes produits.

Système nerveux.

Ce système comprend la matière cérébrale, ainsi que la moelle épinière et les nerfs auxquels elle donne naissance.

La substance qui compose le cerveau est évidemment formée de deux parties distinctes : l'une *grise*, l'autre *blanche*. Le cerveau entier offre dans son aspect une substance pulpeuse en partie grise et blanche, molle et douée d'une sorte d'élasticité; il est doux au toucher, d'une odeur fade et plus pesant que l'eau. Sa densité varie de 1048 à 1060. Abandonné à lui-même, au contact de l'air, il se putréfie plus facilement que toutes les autres substances animales. Exposé à l'action de la chaleur, il de-

vient plus consistant et finit par se dessécher et devenir cassant ; broyé avec l'eau, il forme une émulsion qui se coagule par le feu, les acides et l'alcool.

La première analyse raisonnée du cerveau humain faite par Vauquelin en 1811, a fourni les résultats suivans : matière grasse blanche 4,58, matière grasse rouge 0,70, osmazôme 1,12, albumine 7,00, phosphore uni aux matières grasses 1,50 ; soufre, phosphate de potasse, phosphate de chaux et de magnésie 5,15. Le cervelet est formé des mêmes élémens, ainsi que le cerveau des animaux herbivores.

La marche analytique que Vauquelin a suivie à cette époque est simple ; elle consiste : 1° à dessécher au bain-marie le cerveau pour estimer la proportion d'eau contenue dans cet organe ; 2° à réduire à l'aide d'un pilon de bois, dans un mortier de marbre, une portion de cerveau, dépouillé de ses enveloppes, et le délayer, avec cinq fois son poids d'alcool à 36° ; 3° à porter à l'ébullition ce mélange et filtrer l'alcool ; 4° faire agir une nouvelle portion d'alcool égale à la première sur le résidu.

L'alcool filtré a une couleur verdâtre, il dépose par le refroidissement la matière grasse blanche sous forme de flocons et de lames. Après avoir séparé par la filtration la matière grasse précipitée, on distille l'alcool à une douce chaleur jusqu'à ce qu'il soit réduit à un huitième de son volume, et on achève l'évaporation dans une capsule. On obtient un résidu jaune rougeâtre composé de deux couches ; l'une, d'un aspect huileux, occupe le fond ; l'autre, moins colorée, d'une consistance gommeuse, qu'on peut très-bien séparer à chaud à l'aide d'un peu d'eau. La matière grasse se précipite et l'osmazôme reste en solution dans le liquide aqueux.

La portion du cerveau insoluble dans l'alcool et épuisée

par ce véhicule est formée entièrement d'albumine renfermant une petite quantité de phosphate de chaux.

Quant aux substances salines contenues dans le cerveau on les obtient en brûlant une portion de cerveau et traitant par l'eau le charbon pour obtenir les sels solubles et ensuite par l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique, pour enlever les sels insolubles.

La présence du phosphore dans les deux matières grasses, sa transformation en acide phosphorique, expliquent la difficulté qu'on éprouve à incinérer le charbon provenant de la combustion du cerveau entier. Cet acide, appliqué à la surface du charbon comme un vernis mince, empêche le contact de l'air.

D'après les recherches entreprises par M. Couerbe, dans le courant de 1834, le cerveau humain contiendrait cinq matières grasses bien caractérisées, savoir : 1° les *matières grasses blanche* et *rouge* extraites et étudiées sous ce nom par Vauquelin, ont été exposées dans cet ouvrage sous le nom de *cérébrine* et d'*éléencéphol*; 2° de *la cholestérine* identique avec la cholestérine de la bile, tant sous le rapport de ses propriétés que sous celui de sa composition élémentaire; 3° deux autres graisses jaunes dont l'une est pulvérulente et l'autre élastique, et qui ont été désignées, comme nous l'avons rapporté dans un précédent chapitre, sous les noms de *stéaroconote* et *céphalote*. Toutes ces matières grasses à l'exception de la cholestérine, admettent de l'azote, du phosphore et du soufre au nombre de leurs élémens.

La séparation de ces différens principes s'effectue en faisant macérer le cerveau broyé dans l'éther sulfurique froid, ce liquide dissout la cholestérine, la stéaroconote et la céphalote, et un peu de cérébrine et d'éléencéphol, mais ces deux dernières restent dans la masse cérébrale épuisée par l'éther et s'obtiennent en la traitant alors par

l'alcool bouillant; toutefois, comme la *cérébrine* qui se précipite retient un peu de cholestérine, il faut la traiter par l'éther froid pour l'avoir pure. En analysant comparativement la cérébrine de l'homme sain, et celle extraite des cerveaux d'*aliénés* et d'*idiots*, M. Couerbe est arrivé à conclure que la proportion du phosphore variait dans ces différens cerveaux; il admet qu'elle est de 2 à 2,5 dans le cerveau à l'état normal, de 1 à 1,5 dans celui des idiots, et de 4 à 4,5 dans le cerveau des aliénés. D'après lui, ce grand excès de phosphore dans l'encéphale des aliénés, serait la cause de l'irritation vive dont le système nerveux serait le siége et *exalterait les individus* en les *plongeant dans le délire épouvantable que nous appelons folie ou aliénation mentale*. (*Annales de chimie et de physique*, t. LVI, p. 191.)

Nous ne chercherons pas à combattre ici les idées admises par M. Couerbe, mais les expériences que nous avons faites depuis le travail qu'il a publié, sont loin de confirmer ce qu'il a avancé au sujet du cerveau des aliénés. L'analyse de deux cerveaux aliéniques qui nous ont été remis cette année par M. le docteur Mitivié, ne nous a pas offert une plus grande proportion de phosphore que celle qui existe dans le cerveau à l'état normal. Dans l'un nous avons trouvé 1,97 o/o de phosphore, et dans l'autre 1,93 o/o.

Analyse comparative du cerveau et des substances blanche et grise.

	Cerveau entier.	Substance blanche.	Substance grise.
Eau	77,0	73	85,0
Albumine	9,6	9,9	7,5
Matière grasse blanche	7,2	13,9	1,2
Matière grasse rouge	3,1	0,9	3,7
Osmazome acide lactique et sels	2,0	1,0	1,4
Phosphates terreux	1,1	1,3	1,2
	100,0	100,0	100,0

De la moelle alongée et de l'épine.

Ces deux substances sont, d'après Vauquelin, de la même nature que le cerveau ; elles contiennent beaucoup plus de cérébrine et moins d'albumine, d'osmazôme et d'eau ; telle est sans doute la raison pour laquelle ces parties ont plus de consistance que le cerveau.

Des nerfs.

Les nerfs sont aussi de la même nature que le cerveau, mais ils contiennent beaucoup moins de cérébrine et pl[illegible] d'albumine, ils renferment de plus une petite quantité de graisse ordinaire qui se dissout dans l'alcool bouillant et se dépose au fond de ce dernier avec la matière grasse particulière. Ainsi dépouillés de leur matière grasse, les nerfs deviennent demi-transparens; en les traitant ensuite par l'eau bouillante pendant long-temps, ils blanchissent, deviennent opaques, se gonflent sans se dissoudre; cependant l'eau dans laquelle ils ont bouilli, évaporée convenablement, fournit une petite quantité de gélatine, ce qui est dû, sans doute, au tissu cellulaire qui lie les fibres nerveuses et fait partie du névrilème.

Analyse des nerfs optiques et de la membrane rétine.

	Nerfs optiques.	Membrane rétine.
Eau	70,36	92,90
Matière grasse blanche	4,48	0,85
Albumine	22,07	6,25
Osmazôme et chlorure de sodium	0,42	0,00
Matière gélatineuse	2,75	0,00
	100,00	100,00

Cette analyse que nous avons faite en 1831, sur ces matières extraites d'un cheval sain, prouve : 1° que la proportion d'eau dans les nerfs forme les $\frac{7}{10}$ de la masse, tandis qu'elle s'élève aux $\frac{8}{10}$ dans le cerveau; 2° que la

quantité d'albumine est environ trois fois plus grande dans les nerfs que dans le cerveau ; 3° qu'enfin la rétine diffère par sa plus grande proportion d'eau, et sa petite quantité de matière grasse des nerfs optiques qui en s'épanouissant lui donnent naissance.

De la liqueur des ventricules du cerveau.

Cette liqueur existe non-seulement dans les ventricules du cerveau, mais entre ses membranes et à sa surface. Elle est sans cesse repompée par les vaisseaux absorbans ou par les veines, quelquefois elle s'amasse en grande quantité, et produit les hydrocéphales de diverses espèces.

Cette liqueur paraît analogue par ses propriétés au fluide qu'on trouve dans la gaîne rachidienne. Nous avons trouvé, en analysant celle recueillie sur quatre cérébraux d'un homme affecté de paralysie depuis deux ans, que sa densité était à + 8°,6 de = 1,0086 ; qu'elle contenait : eau 98,738, osmazôme 0,444 ; chlorure de sodium et de potassium 0,715 ; soude, matière animale et phosphate de soude 0,058 ; albumine 0,047. (*Journal de chimie*, t. IV, page 270.)

Des concrétions cérébrales.

On rencontre très-fréquemment dans l'intérieur de la glande pinéale de petites concrétions dures, irrégulières, que l'on aperçoit en écrasant entre les doigts ce corps glanduleux. Ces concrétions sont très-communes dans le cerveau de l'homme, et composées, comme Fourcroy l'a démontré le premier, de phosphate de chaux, et d'une matière animale.

Dans la masse même du cerveau de l'homme et des animaux, on trouve, mais rarement, des concrétions molles ayant plus de consistance que le cerveau lui-même. Les concrétions de cette espèce que nous avons analysées sur

le cheval, nous ont présenté une grande quantité de cholestérine et de matière albumineuse. M. Morin a constaté les mêmes principes dans une concrétion cérébrale d'un homme.

Dans le plexus choroïde il se développe souvent un grand nombre de petites concrétions aplaties, d'un aspect micacé et douces au toucher; nous nous sommes assurés qu'elles étaient formées aussi pour la plus grande partie de cholestérine.

Système osseux.

Les os considérés généralement, abstraction faite de leurs cartilages, de leur périoste, de la moelle que contiennent plusieurs d'entre eux, etc., sont formés de deux parties, l'une *organique* par sa nature, et l'autre *inorganique* ou minérale. La première peut être regardée avec raison comme un tissu véritablement cellulaire et épais dans les aréoles duquel semblent déposés une grande quantité de sous-phosphate de chaux, du carbonate de chaux et un peu de phosphate de magnésie.

Leur ensemble sert en quelque sorte de charpente à toute la machine animale; ils en soutiennent toutes les parties, et renferment même les plus délicates dans des cavités particulières pour les préserver des agens extérieurs; tels sont les os du crâne et les vertèbres. Leur forme est extrêmement variable, suivant les usages auxquels la nature les a destinés.

Propriétés. Les os sont solides, d'un blanc jaunâtre, très-durs dans les animaux adultes, d'une structure lamelleuse; leur densité varie suivant les âges. Débarrassés des parties étrangères qui les entourent, et ensuite desséchés, ils se conservent à l'air et n'éprouvent aucune altération que de jaunir par l'exsudation d'une portion de la moelle qu'ils contiennent. Toutefois, en contact avec l'air et l'hu-

midité pendant long-temps, ils deviennent légers, friables, par suite de la décomposition de leur tissu.

Soumis à l'action de la chaleur, à l'abri de l'air, ils se décomposent, se carbonisent sans se déformer, en fournissant tous les produits de la distillation des matières azotées, c'est-à-dire une grande quantité d'huile empyreumatique très-colorée, et un liquide renfermant beaucoup de carbonate d'ammoniaque, une certaine quantité d'acétate et d'hydrocyanate d'ammoniaque. C'est à l'huile obtenue dans cette circonstance qu'on a donné autrefois le nom d'*huile animale de Dippel*; cette huile, rectifiée par une nouvelle distillation, était administrée comme antispasmodique et vermifuge. Le résidu noir de cette distillation a la forme des os employés; il est composé de carbone contenant une petite quantité d'azote, et de tous les sels calcinés qui existaient dans les os. C'est à ce résidu broyé qu'on donne dans les arts le nom de *charbon d'os*, *charbon animal* (noir d'os, noir d'ivoire).

Chauffés au contact de l'air, les os se décomposent, brûlent avec flamme, et laissent un résidu blanc spongieux.

Les os traités par l'eau bouillante cèdent à ce liquide une petite quantité de leur tissu qui s'y transforme alors en gélatine; cet effet est bien plus marqué si on les divise par broiement avant de les soumettre à son action, ou bien si on les enferme entiers dans la marmite de Papin avec une certaine quantité d'eau, et qu'on élève la température jusqu'à + 110 à + 112°. Dans cette dernière circonstance, toute la matière animale formant le tissu de l'os est dissoute et transformée en gélatine qu'on obtient par la concentration de l'eau. L'os ainsi privé de son tissu devient friable, poreux, et se réduit aisément en bouillie sous une légère pression entre les doigts.

Mis en contact avec l'acide hydrochlorique affaibli, les

os sont peu à peu ramollis par suite de la dissolution des sels calcaires qu'ils contiennent, et réduits, au bout d'un certain temps, à leur propre tissu, présentant tous les caractères d'un tissu cellulaire épais et très-spongieux. La matière animale de l'os, ainsi séparée, conserve la forme de l'os d'où elle a été retirée; traitée ensuite par l'eau bouillante pendant quelque temps, elle se gonfle, devient demi-transparente, et finit par se dissoudre pour la plus grande partie dans l'eau, en se convertissant en gélatine. Ce procédé, dû à M. D'Arcet, a été appliqué, non-seulement à la confection de la gélatine pour les besoins des arts, mais à la préparation de *tablettes sèches de bouillon* qui sont formées de gélatine ainsi extraite des os et mêlée à une certaine quantité de jus de viande et de racines. Cette gélatine des os, par sa plus grande pureté, remplace avec avantage la gélatine ordinaire dans tous ses usages.

Les proportions des élémens constitutifs des os sont variables suivant l'âge, la situation de l'os, l'état de santé et de maladie, et les espèces d'animaux.

Fourcroy, Vauquelin et M. Berzélius ont fait principalement l'analyse des os humains et des os de bœuf; il résulte des expériences des premiers que les os de bœuf contiennent 51 de tissu cellulaire, 37 de sous-phosphate de chaux, 10 de carbonate de chaux, 1,3 de phosphate de magnésie et des traces d'oxide de fer, d'alumine et de silice. M. Berzélius admet au nombre de ceux-ci le fluorure de calcium dans la proportion de 3 p. 100. Les os humains paraissent formés, d'après ces chimistes, des mêmes élémens, seulement dans des proportions un peu différentes. Le sous-phosphate de chaux contenu dans les os est composé de 8 atomes de chaux et de 3 atomes d'acide phosphorique; d'après M. Berzélius, sa formule = $\dot{C}a^8 \dddot{\ddot{P}}^3$.

Le rapport des principes constituans des os est facile à

déterminer. La proportion de tissu cellulaire s'estime en calcinant au blanc un poids donné d'os bien desséchés. La différence de poids fait connaître la matière animale. Quant au résidu, lorsqu'on ne veut apprécier que le rapport du sous-phosphate de chaux au carbonate de chaux, qui forment la base principale des os, on le dissout dans l'acide nitrique faible et on verse dans la dissolution de l'ammoniaque en excès; le sous-phosphate de chaux est précipité, on le recueille sur un filtre, on le lave, puis on le sèche et on le calcine, pour en prendre le poids. Dans la liqueur filtrée, on ajoute une solution de carbonate de soude qui régénère le carbonate de chaux; ce sel est ensuite recueilli, séché et pesé. Les autres principes sont ordinairement négligés, vu leur petite quantité. Lorsqu'on désire les retirer, il faut opérer sur une masse un peu considérable d'os calcinés, les traiter par l'acide sulfurique, comme l'ont fait Fourcroy et Vauquelin, délayer la masse solide qui en provient dans l'eau, séparer le sulfate de chaux formé par filtration, précipiter la liqueur par l'ammoniaque, et traiter le précipité de nouveau par l'acide sulfurique qui sépare encore une portion de chaux, répéter la même opération jusqu'à ce que le précipité formé par l'ammoniaque se redissolve dans l'acide sulfurique faible.

Par ces différens traitemens, on transforme toute la chaux du sous-phosphate et du carbonate en sulfate de chaux insoluble, la liqueur contient alors tout l'acide phosphorique, plus la magnésie, l'oxide de fer, l'alumine à l'état de sulfates solubles. En versant de l'ammoniaque on sature l'acide phosphorique, on décompose les sulfates et on précipite leurs oxides, parmi lesquels se trouve du phosphate ammoniaco-magnésien. Ce précipité est traité par une solution de potasse qui dissout seulement l'alumine, et décompose le phosphate ammoniaco-magnésien en en dégageant l'ammoniaque. L'alumine est précipitée de sa

solution alcaline par l'hydrochlorate d'ammoniaque; quant à la magnésie et à l'oxide de fer qui restent mélangés, on les transforme en sulfates qu'on calcine fortement pour décomposer le sulfate de fer. Ayant ainsi obtenu le sulfate de magnésie, on le dissout dans l'eau, et on en précipite la magnésie par la potasse.

La silice se retrouve dans la liqueur d'où les oxides ont été séparés par l'ammoniaque; on l'obtient en la faisant concentrer; elle se précipite sous forme de flocons gélatineux à l'état d'hydrate.

Aucun travail comparatif n'a encore établi les différences que peuvent présenter les os dans les différens animaux; M. Manoël-Joaquim Fernandès de Barros a publié, en 1828, l'esquisse d'un travail sur les rapports qui existent entre la composition des os de plusieurs animaux et leur genre de nourriture; dans ces recherches, il a établi les proportions respectives du sous-phosphate et du carbonate de chaux des os, ainsi que les propriétés de leur tissu parenchymateux.

Le tableau ci-contre offre ces proportions sur mille parties d'os calcinés.

NOMS DES ANIMAUX.	SOUS-PHOSPHATE DE CHAUX sur 1000.	CARBONATE DE CHAUX sur 1000.
Mouton	800	193
Lion	950	25
Poule	886	104
Poisson	919	53
Grenouille	952	24

L'on voit, d'après ces résultats, que les os des animaux qui se nourrissent de végétaux exclusivement, contiennent moins de phosphate que les os des autres animaux, et

que ces proportions sont en rapport avec leur genre de nourriture.

Une autre remarque importante a été faite par le même auteur; il a reconnu que le tissu parenchymateux de ces différens os avait des propriétés très-différentes; que celui des os de mouton et de lion se résolvait entièrement en gélatine dans l'eau bouillante; que celui des os de poulet laissait une partie fibreuse analogue à la fibrine; qu'enfin, chez les poissons et la grenouille, il était insoluble dans l'eau bouillante, et ressemblait beaucoup par ses propriétés au mucus.

Les usages des os sont très-nombreux; ils servent non-seulement pour l'extraction de la gélatine, mais encore on les emploie concassés comme engrais en agriculture. C'est de leur décomposition par le feu, en vases fermés, qu'on obtient *l'huile animale de Dippel*, si employée en médecine vétérinaire; c'est avec le carbonate d'ammoniaque, qui se forme dans les mêmes circonstances, qu'on prépare le *sel ammoniac*. Le charbon qu'ils produisent, réduit en poudre, forme le *charbon animal* tant usité en peinture et pour décolorer. Cette propriété, qui le fait préférer à tout autre charbon, il la doit à l'état de division où se trouve le carbone qu'il contient; enfin, indépendamment de l'usage qu'on fait des os entiers pour la tabletterie, on emploie leur cendre pour composer des coupelles propres à l'affinage de l'or et de l'argent, et pour l'extraction du phosphore.

De la corne de cerf. Cette production osseuse est identique par ses propriétés avec les os. Râpée et bouillie avec l'eau, elle fournit une gelée qu'on employait autrefois en médecine, mais qui ne diffère en rien de la gélatine des os. Soumise à la distillation, elle fournit les mêmes produits que ceux-ci. On préparait autrefois avec elle l'huile animale de Dippel et le sel volatif de corne de cerf, qui

n'était qu'une portion de sous-carbonate d'ammoniaque coloré par un peu d'huile empyreumatique.

Des dents. Les dents sont de petits corps très-durs, de nature osseuse, recouverts sur une partie de leur surface par une matière vitriforme, désignée sous le nom d'*émail*. Leur nombre, leur forme, sont variables, ce qui a établi leur distinction en trois classes. On distingue deux parties dans les dents : *la racine*, tout-à-fait analogue par ses propriétés physiques à l'os, est enchâssée dans les alvéoles; *la couronne* qui est à découvert, est recouverte d'une matière blanche demi-transparente, très-dure et lamelleuse (l'*émail*). Au milieu de celle-ci se trouve une cavité remplie d'une pulpe à laquelle viennent aboutir les nerfs et les vaisseaux qui traversent la racine.

Les dents sont formées, comme les os, d'une matière animale parenchymateuse, dans laquelle se trouvent déposés le phosphate et le carbonate de chaux; aussi se comportent-elles au feu et par les acides comme les os proprement dits. Ils contiennent plus de phosphate de chaux, et moins de matière organique que ceux-ci.

La matière organique, traitée par l'eau bouillante, se résout en gélatine comme celle des os.

L'émail des dents de l'homme est composé, d'après M. Berzélius, de : phosphate de chaux 88,5, carbonate de chaux 8, phosphate de magnésie 1,5, membranes 2. Une portion d'émail de dents de bœuf parfaitement isolée de l'os dentaire, nous a fourni : phosphate de chaux 98, carbonate de chaux 1, matière animale 1.

La partie osseuse de la dent est formée, d'après M. Berzélius, de cartilage 28,0, phosphate de chaux 64,3, carbonate de chaux 5,3, phosphate de magnésie 1,0, soude avec chlorure de sodium 1,4.

Dans le tableau ci-contre, nous consignons les résultats que nous avons obtenus sur les dents et leurs annexes à différens âges.

DÉSIGNATION des OBJETS SOUMIS A L'ANALYSE.	Matière animale sur 100.	Phosphate de chaux sur 100.	Carbonate de chaux sur 100.
Sac dentaire d'un enfant d'un jour.........	57	37	6
Pulpe ou ganglion dentaire d'un enfant d'un jour....................................	77	23	0
Cartilage gencival d'un enfant d'un jour....	86,7	11,3	2
Dent d'un enfant d'un jour.................	35	51	14
Dent d'un enfant de deux jours { 1re dentition.	23	67	10
Dent d'un enfant de deux jours { 2e dentition.	17,5	65	17,5
Dents d'un enfant de six ans..............	28,5	60	1,15
Dents d'adulte.............................	29	61	10
Dents d'un homme de quatre-vingt-un ans...	33	66	1

M. Berzélius admet au nombre des élémens des dents le *fluorure de calcium*, mais la plupart des chimistes ne partagent pas son opinion à cet égard.

Dents des animaux. Les dents, chez les animaux, présentent la même composition que les dents de l'homme; les rapports du phosphate au carbonate de chaux sont très-variables.

Matière cémenteuse des dents. Cette substance, qui se trouve dans les replis de la dent chez les animaux herbivores, a été regardée comme ayant de l'analogie avec le tartre qui les recouvre; mais nous avons établi, d'après son examen, qu'elle en différait tout-à-fait par son organisation et sa matière animale, qui est de la même nature que celle de la partie osseuse de la dent. Nous avons reconnu qu'une partie de ce cément dentaire, extrait des dents de la vache, était composé de matière parenchymateuse analogue à celle des dents 42,18, phosphate de chaux 53,84, carbonate de chaux 3,98.

Tartre des dents. On désigne sous ce nom la substance

qui se dépose sur les dents, en remplit souvent les intervalles, et y adhère plus ou moins fortement. On pense généralement que sa formation est due à la précipitation du mucus et des sels contenus dans la salive.

D'après M. Berzélius, le tartre des dents de l'homme est composé de phosphate de chaux 79, mucus non décomposé 12,5, matière animale particulière 7,5, principe de la salive 1.

Vauquelin et Laugier, dans l'analyse qu'ils ont faite du tartre des dents, ont trouvé : phosphate de chaux 66, carbonate de chaux 9, matière animale analogue au mucus 14, humidité 7. (*Journal de chimie*, t. II, p. 97.)

Le tartre des dents molaires du cheval nous a fourni : mucus 25, phosphate de chaux 5, carbonate de chaux 70.

La matière tartreuse contenue dans le cornet des incisives des chevaux, présente une composition différente ; elle contient : matière animale analogue au mucus, 80, phosphate de chaux 2, carbonate de chaux 18.

En comparant le tartre des dents de l'homme avec celui des dents du cheval; on voit que celui-ci en diffère par le carbonate de chaux qui en fait la plus grande partie, tandis que c'est le phosphate dans le tartre des dents de l'homme; cette composition nous paraît en rapport avec celle de la salive dans ces deux espèces.

Ivoire. Cette substance, qui constitue les deux dents extérieures, désignées sous le nom de *défenses de l'éléphant*, est analogue aux os, par sa composition chimique. On l'emploie dans la tabletterie et dans la fabrication du noir d'*ivoire*, qui n'est que le charbon laissé par la calcination de cette substance.

D'après une analyse de Mérat-Guillot, l'ivoire contiendrait les proportions suivantes : matière animale 24, phosphate de chaux 64, carbonate de chaux 0,1, eau 11,15.

De quelques substances solides appartenant à d'autres classes d'animaux, mais ayant de l'analogie avec les os par leurs usages dans l'économie animale.

Ces substances sont les enveloppes des homards, écrevisses, crabes, les coquilles, etc. Elles sont formées d'une matière animale, membraneuse ou cartilagineuse, sur laquelle se trouve déposée une grande quantité de carbonate de chaux mêlée à plus ou moins de sous-phosphate de chaux. Les acides affaiblis agissent sur ces parties comme sur les os : ils dissolvent les sels calcaires, et laissent à nu la matière animale qui conserve toute la forme de la substance.

Croûtes ou enveloppes des homards, des écrevisses, des crabes, des oursins. Ces parties sont composées, d'après M. Mérat-Guillot, de carbonate de chaux 50, phosphate de chaux 14, matière cartilagineuse 26. Les premières jouissent de la propriété singulière de rougir dans l'eau bouillante. Nous avons constaté que cet effet était dû à une matière colorante toute formée qui résidait dans une membrane appliquée sous ces croûtes, et qui s'y répand par l'action de la chaleur.

Coquilles. Ce nom a été donné aux enveloppes solides de certains mollusques marins ou terrestres. Elles diffèrent des os en ce que leur base est formée essentiellement de carbonate de chaux, tandis que c'est le phosphate dans les premiers.

Les coquilles varient par leur structure et leur composition; quelques-unes, comme les *coquilles porcelaines*, sont solubles presque entièrement dans les acides ; d'autres, de la même nature que la nacre de perle, laissent une matière membraneuse, molle, flexible, conservant la forme des coquilles, et ayant toutes les propriétés de l'albumine coagulée, suivant M. Hatchett. Telle est la nacre de perle,

qui contient, d'après ce chimiste, carbonate de chaux 66, membrane 34.

Les coquilles d'œufs de poule sont formées de carbonate de chaux 89, phosphate de chaux 5,7, matière animale 4,7; les écailles d'huître présentent à peu près la même composition.

Parmi les substances appelées *zoophytes* par les naturalistes, celles qui sont dures ont la même composition que les coquilles; elles contiennent du carbonate de chaux et une matière animale; tels sont le corail et certains madrépores.

Système musculaire.

Les muscles forment une classe d'organes les plus importans et les plus utiles de la machine animale; c'est en eux et par eux que les animaux exercent les divers mouvemens qui les caractérisent. Leur tissu proprement dit est formé par la réunion de fibres toujours parallèles les unes aux autres et de longueur variable; ces fibres qui en font la base, jouissent de toutes les propriétés de la fibrine, elles sont unies les unes aux autres par du tissu cellulaire; on y trouve des vaisseaux sanguins qui les colorent, les nourrissent et les échauffent, des vaisseaux lymphatiques ou absorbans, des nerfs qui y portent la cause immédiate de leur contraction et de leur sensibilité, des tendons qui les terminent et leur servent d'attache aux os, des aponévroses qui les enveloppent et fournissent un point d'appui à leurs faisceaux, enfin une plus ou moins grande quantité de graisse déposée à leur surface ou entre leurs intervalles. Quoique toutes ces parties ne soient qu'accessoires au tissu proprement dit des muscles, elles contribuent toutes à leurs principales fonctions.

Soumis à l'analyse, les muscles ainsi composés fournissent différens produits, savoir, de la fibrine, qui en forme

la base, de l'albumine, de l'osmazôme, de la graisse, de la gélatine, de l'acide lactique, et différens sels à base de soude et de potasse. La plupart de ces principes sont dus aux différentes parties qui sont unies à la fibre charnue; car celle-ci, à l'état de pureté, n'est que de la fibrine analogue par ses propriétés à celle qu'on retire du sang.

Dans l'action de l'eau froide et chaude sur les muscles, il est permis de séparer les substances qui appartiennent à chacune de ces matières en particulier, et de concevoir à laquelle sont dus les produits qu'on en retire.

Traités par l'eau froide, les muscles se décolorent; on leur enlève le sang et la lymphe qu'ils contenaient, ainsi que l'osmazôme, l'acide lactique et les sels solubles. Aussi l'eau de lavage de la chair ressemble à de l'eau colorée par du sang; elle laisse coaguler l'albumine en flocons bruns rougeâtres lorsqu'on l'évapore, et fournit un résidu jaune brunâtre formé d'osmazôme, d'une matière mucilagineuse azotée, d'acide lactique et de tous les sels solubles contenus dans le sang et la lymphe.

Lorsqu'on a ainsi épuisé les muscles par l'eau froide, si l'on fait agir sur eux l'eau bouillante, ils laissent encore échapper des flocons d'albumine qui se rassemblent en flocons grisâtres, des gouttes de graisse fondue flottent à la surface de la liqueur; le tissu cellulaire qui unissait les fibres entre elles se dissout dans l'eau, et se transforme en gélatine, de manière que celles-ci se séparent ensuite avec facilité les unes des autres.

Le résidu de l'action de l'eau froide et bouillante sur les muscles doit alors être regardé comme formé principalement de fibrine unie encore à de petites portions de membrane composant les vaisseaux sanguins et lymphatiques qui s'y trouvaient.

Il est facile, d'après ce que nous venons d'exposer,

d'analyser la manière d'agir de l'eau bouillante dans la coction de la viande ; la matière qui se rassemble à la surface, et qu'on connaît vulgairement sous le nom d'*écume*, est de l'albumine coagulée ; le bouillon contient non-seulement l'osmazôme, les sels solubles, mais encore la gélatine formée par l'action de l'eau sur le tissu cellulaire et lymphatique. Les gouttes de graisse qu'on aperçoit nageant à sa surface ont été produites par la liquéfaction de la graisse qui était contenue entre les aréoles du tissu cellulaire.

Système dermoïde.

La peau est une membrane tégumentaire qui recouvre et enveloppe tous les organes, et est appliquée immédiatement sur le tissu cellulaire graisseux qui adhère aux muscles. Elle est composée de trois membranes ou *couches* successives : la plus intérieure, qui est la plus épaisse, la plus forte et la plus résistante, porte le nom de *derme* : c'est la peau proprement dite. Au-dessus et au dehors se trouve un réseau très-fin qui paraît être le siége des extrémités papillaires des nerfs, et qui est désigné sous le nom de *tissu réticulaire*. Enfin, par-dessus ce second tissu est appliquée une membrane blanche, fine, transparente, sèche, élastique, très-distincte dans l'homme, et qu'on connaît sous le nom d'*épiderme*.

Ces trois enveloppes diffèrent dans les divers lieux du corps par leur épaisseur et leur solidité.

Derme. Le derme est une membrane blanche, extensible dans tous les animaux, et percée de trous qui donnent passage aux nerfs, aux poils et aux extrémités artérielles ; il présente des fibres arrangées ou disposées comme les poils d'un feutre, laissant quelques vides aréolaires entre elles. Son caractère est de se racornir au feu, de brûler en répandant une odeur fétide ; il se gonfle dans l'eau, beau-

coup plus dans l'eau bouillante qui finit par le dissoudre entièrement en le transformant en gélatine. C'est sur cette propriété qu'est établi l'usage qu'on fait des peaux pour préparer la colle forte et la gelée.

Tissu réticulaire. La finesse de ce tissu a empêché jusqu'à présent de l'étudier sous le rapport de sa composition; son existence est même niée par plusieurs anatomistes. On pense que la couleur noire de la peau des nègres a son siége dans ce tissu. Cette matière colorante n'a pas encore été examinée. Fourcroy rapporte qu'elle est susceptible d'être détruite en plongeant la peau dans une solution de chlore, mais que dans l'être vivant, elle ne tarde pas à se reformer au bout de quelques jours. (*Système des connaissances*, tom. IX.)

Épiderme. L'épiderme est une membrane qui présente un tissu sec, transparent et écailleux; il se sépare aisément en faisant macérer la peau dans l'eau. Son caractère est d'être insoluble dans l'eau bouillante, dans les acides affaiblis, et soluble dans les solutions alcalines. La matière qui le compose paraît jouir de toutes les propriétés du mucus.

Système épidermoïde.

Nous plaçons dans ce paragraphe toutes les substances de l'organisation animale qui sont un produit de sécrétion, et qui ont de l'analogie avec l'épiderme par leur composition: tels sont les *ongles*, les *cheveux*, les *poils*, la *corne*, la *laine*, qui, quoique différant par leur structure, sont formés, comme l'épiderme, d'une matière analogue au mucus desséché.

Toutes ces parties sont insolubles dans l'eau bouillante dans laquelle elles se gonflent seulement; les acides concentrés les altèrent et les dissolvent ainsi que les solutions alcalines. Leur couleur est due à une matière huileuse

colorée qu'on peut en séparer à l'aide de l'alcool bouillant, tels sont les cheveux, qui ont été particulièrement examinés par Vauquelin. Ce chimiste a reconnu que les cheveux noirs contenaient du mucus qui en fait la plus grande partie, une huile blanche concrète, une huile brune verdâtre très-épaisse, du phosphate de chaux, du carbonate de chaux, de l'oxide de manganèse, de l'oxide de fer, du sulfure de fer, de la silice et du soufre. Les cheveux rouges contiennent une huile rouge et moins de fer et de manganèse; quant aux cheveux blancs, ils renferment tous les élémens des autres cheveux, moins l'huile colorée.

Les différences de couleur que présentent les cheveux paraissent dues à ces huiles colorées : particulièrement pour les cheveux noirs. Vauquelin pense qu'une partie de leur coloration est due au sulfure de fer qui s'y trouve et qu'on en sépare en traitant les cheveux par une solution de potasse.

Le présence du soufre dans les cheveux, les poils, les crins, etc., rend raison de la propriété qu'ont ces substances de noircir lorsqu'on les met en contact avec les sels d'argent, de mercure et de plomb ou avec leurs oxides. Il se forme alors un sulfure qui est noir. C'est sur cette connaissance qu'ont été composées ces préparations cosmétiques pour teindre les cheveux en noir. Les unes sont un mélange d'une partie de litharge porphyrisée, d'une demi-partie de chaux éteinte et d'une partie de craie qu'on applique sur les cheveux après en avoir fait une bouillie avec de l'eau; les autres sont des liqueurs avec lesquelles on mouille les cheveux; celles-ci sont une dissolution saturée d'oxide de plomb dans la potasse et suffisamment étendue d'eau. Toutefois les effets de ces préparations disparaissent à mesure que les cheveux croissent, ce qui exige de recommencer l'opération au bout de quelque temps.

Des tissus cellulaire, adipeux, fibreux, cartilagineux et membraneux.

Du tissu cellulaire. Ce tissu, nommé *lamineux*, en raison des fibres ou lamelles qu'il présente dans sa structure, surpasse par sa finesse la gaze la plus fine; il existe dans toutes les parties du corps, unit ses différentes parties, et se trouve sous la peau en couches plus ou moins épaisses dilatées par de la graisse.

Ce tissu est incolore, transparent, très-extensible et rétractile; traité par l'eau bouillante, il se transforme en gélatine et se dissout presque entièrement à l'exception d'une petite quantité d'une matière analogue à la fibrine suivant M. John.

Du tissu adipeux. Ce tissu a été regardé comme du tissu cellulaire dans les aréoles duquel était déposée la graisse; suivant quelques anatomistes, il doit en être distingué, car la graisse est renfermée dans des cellules distinctes des interstices du tissu cellulaire.

Du tissu fibreux. Nous comprenons sous cette dénomination les ligamens, les tendons et les aponévroses. Toutes ces parties sont formées d'un tissu blanc, opaque, composé de fibres parallèles, douées d'une grande ténacité et élasticité. Ce tissu est brillant et nacré dans les tendons et les aponévroses, plus mat et plus résistant dans les ligamens. Leurs propriétés physiques sont dues à l'eau qui leur est combinée, car par la dessiccation ils deviennent durs et perdent leur souplesse en perdant les deux tiers de leur valeur; on leur restitue leurs premiers caractères en les plongeant de nouveau dans l'eau qu'ils absorbent en même quantité.

Traités par l'eau bouillante, les tendons, les aponévroses et les ligamens finissent par se dissoudre et se transformer en gélatine; les derniers résistent plus long-temps à l'action

de ce liquide, en laissant une matière insoluble que l'on regarde comme de l'albumine coagulée.

Les fibro-cartilages se comportent chimiquement comme les ligamens.

Du tissu cartilagineux. Ce tissu, facile à distinguer des autres par sa consistance, sa structure, sa demi-transparence laiteuse, son élasticité et sa compressibilité, forme les cartilages placés aux extrémités articulaires des os qu'ils recouvrent, et avec le tissu desquels ils se confondent, ou enfin entre des os dont ils ménagent l'écartement ou adoucissent les frottemens; quelquefois il constitue à lui seul certains organes comme le larynx.

La substance qui compose ce tissu paraît analogue au mucus ou à l'albumine coagulée; elle est insoluble dans l'eau bouillante, et se comporte avec les acides et les alcalis comme cette matière. Toutefois les cartilages articulaires paraîtraient en différer par leur transformation en gélatine par l'action prolongée dans l'eau bouillante.

Du tissu membraneux. Le tissu qui forme les différentes membranes a été peu étudié; il varie suivant leurs usages et les fonctions qu'ils remplissent. On distingue trois sortes de membranes : les *muqueuses*, les *séreuses* et les *fibreuses*. Ces membranes sont blanches généralement, minces, transparentes ou opaques; elles jouissent à peu près des mêmes propriétés chimiques, et se dissolvent presque entièrement dans l'eau bouillante en se transformant en gélatine; les fibreuses résistent davantage à cette transformation.

Des tissus accidentels ou morbides. Ces tissus, dont la formation est due à une cause morbide, peuvent être distingués en deux espèces suivant Béclard : 1° *tissus analogues*; 2° *tissus hétérologues*; les premiers, semblables à l'un des tissus naturels, se développent dans des lieux qui leur sont étrangers; telles sont les ossifications de certaines

parties molles. Les seconds sont d'une nature étrangère à celle des tissus ordinaires ; telles sont les fausses membranes, les mélanoses, etc. Les premières sont formées de fibrine contenant de la sérosité ; les secondes, d'après l'examen qui en a été fait par M. Barruel et par moi, sont des espèces de sécrétions insolites formées par le sang, car elles renferment de la fibrine, de l'albumine, une matière colorante rouge semblable à celle du sang, et tous les sels qu'on trouve dans ce liquide.

Quant aux tissus du squirre et de l'encéphaloïde, aucune analyse exacte n'a encore établi leurs propriétés.

Des concrétions qui peuvent se développer le plus souvent dans différentes parties du corps de l'homme et des animaux.

Concrétions pulmonaires et hépatiques. On rencontre fréquemment, dans le tissu des poumons et dans celui des personnes attaquées de phthisie, des concrétions blanchâtres, de la grosseur d'un grain de millet à un grain de chénevis, réunies ou séparées, et composées de phosphate de chaux pour la plus grande partie, et d'une petite quantité de carbonate de la même base. Ceux qu'on trouve parfois dans le foie offrent la même composition.

Chez les animaux herbivores, tels que le cheval et la vache, ces concrétions sont très-communes, et se trouvent le plus ordinairement, dans les premiers, chez ceux qui sont attaqués de la *morve*, et dans les secondes, chez celles affectées de la *pommelière*.

Concrétions intestinales. Ces concrétions sont rares dans l'espèce humaine et de nature diverse : leur formation paraît due à des circonstances accidentelles. Suivant les expériences qui ont été faites par MM. Marcet, Brande et Wollaston, plusieurs de ces concrétions étaient formées de phosphate ammoniaco-magnésien, de phosphate de

chaux et d'une matière organique de nature végétale; telles sont les concrétions qu'on trouve en Écosse, chez les habitans qui se nourrissent de pain d'avoine.

D'autres chimistes ont démontré que plusieurs de ces concrétions, formées probablement dans d'autres circonstances, étaient composées soit d'une matière ligneuse, soit d'une matière fibreuse, soit d'une matière grasse. La première de ces substances paraît être le résultat de l'ingestion dans l'estomac du bois mâché; la seconde, qui tire probablement sa source du sang, paraît être une production morbide. Enfin, on trouve parfois dans les intestins de l'homme des calculs tout-à-fait semblables à ceux formés par la bile, et qui ont été expulsés naturellement des voies où ils s'étaient primitivement produits.

Dans les animaux, il se forme dans l'estomac et les intestins des concrétions plus ou moins volumineuses ayant une composition différente; elles étaient connues autrefois sous le nom de *bézoards*.

Fourcroy et Vauquelin, qui en ont fait l'analyse, en ont reconnu sept espèces. La première, en couches concentriques faciles à séparer, est composée de matière animale et de phosphate acide de chaux; la deuxième, en couches demi-transparentes, jaunâtres, est formée de phosphate de magnésie; la troisième, cristallisée en rayons divergens, très-commune dans les chevaux, est composée de phosphate ammoniaco-magnésien; la quatrième contient tous les élémens des calculs biliaires; la cinquième est formée d'une matière résineuse verte. A cette espèce, il faut rapporter les véritables *bézoards orientaux* ou *occidentaux* extraits les premiers de l'antilope des Indes et de la chèvre sauvage, les seconds fournis par le chamois, le vigogne, le caïman, etc. Ces concrétions, auxquelles la superstition avait attaché de grandes propriétés médicinales, sont aujourd'hui rejetées de l'art de guérir. La sixième espèce

est composée des débris du *boletus ignarius* avalé par les animaux ; enfin, la septième, désignée sous le nom d'*égagropiles*, renferme les concrétions formées par les poils que les animaux avalent en se léchant ; quelquefois elles sont recouvertes d'une couche épaisse de mucus desséché.

De quelques matières particulières à certains animaux, et qui sont usitées en médecine et dans les arts.

Du musc. On a donné le nom de *musc* à une sécrétion particulière d'un mammifère ruminant nommé *moschus moschiferus*, qui vit au Tonquin et au Thibet. Cette sécrétion est déposée dans une poche particulière, située entre le nombril et les parties de la génération.

Cette substance est demi-fluide dans l'animal vivant, et prend par la dessiccation une consistance solide et grumeleuse. Sa couleur est alors brune noirâtre ; son odeur, très-forte, est insupportable lorsqu'elle est concentrée, mais agréable en très-petite quantité.

D'après l'analyse qui en a été faite par MM. Guibourt et Blondeau, cette substance contient une huile volatile, une matière grasse, de la cholestérine, de la gélatine, de l'albumine, de la fibrine, et la plupart des sels minéraux qu'on rencontre dans les substances organiques.

Du castoréum. On a désigné sous ce nom une sécrétion particulière au castor, contenue dans deux glandes supérieures piriformes, situées dans les aines, près des parties de la génération, mais distinctes de celles-ci.

Le castoréum est un fluide onctueux naturellement, mais que l'on trouve desséché dans les deux poches qui le renferment. Son odeur est forte et fétide ; sa couleur, brune à l'extérieur, est jaune fauve à l'intérieur : il offre une cassure résineuse.

MM. Laugier et Bouillon-Lagrange, qui l'ont analysé, en ont retiré une huile volatile odorante, de l'acide ben-

zoïque, une résine, une matière adipocireuse, une matière colorante rouge, du mucus et différens sels à base de potasse et de chaux.

De la civette. La civette est une matière demi-fluide qui est sécrétée par des glandes particulières, et rassemblée dans une poche située entre l'anus et les parties de la génération de l'animal désigné sous ce nom. (*Viverra civetta.*)

Cette substance est onctueuse, blanche ou jaunâtre; elle s'épaissit à l'air, et répand aussi une odeur forte.

On l'emploie plus dans la parfumerie que dans la pharmacie.

De l'ambre gris. Cette matière, sur l'origine de laquelle les naturalistes sont incertains, et qu'on regarde aujourd'hui comme une concrétion intestinale du cachalot, se trouve flottant sur la mer aux environs de Madagascar, des îles Moluques et du Japon. On y rencontre des arêtes de poisson, des becs de sèches et d'autres corps marins.

L'ambre gris est solide, plus léger que l'eau. Sa cassure est écailleuse; sa couleur est grise, tachée de jaune et de noir; son odeur est douce et suave. Exposé à la chaleur, il se ramollit et se fond comme de la cire.

MM. Pelletier et Caventou, qui en ont fait l'analyse, l'ont trouvé composé d'une matière grasse analogue à la cholestérine, et qu'ils ont désignée sous le nom d'*ambréine*. D'après ses propriétés particulières, cette matière est inattaquable par les alcalis caustiques, et se convertit en un acide particulier par l'action de l'acide nitrique. Cet acide, qui diffère de l'acide cholestérique, a été distingué par le nom d'*acide ambréique*.

CHAPITRE XXII.

ANIMAUX INVERTÉBRÉS.

De quelques principes immédiats particuliers aux insectes.

Quoique les travaux des chimistes soient encore peu avancés sur les différentes substances qui entrent dans la composition des tissus de cette classe d'animaux, plusieurs principes immédiats qui en ont été retirés sont d'une importance telle, que nous avons cru devoir en traiter dans un chapitre à part.

De la chitine.

La partie solide et tégumentaire de la plupart des insectes, ainsi que les élytres des coléoptères, est formée d'albumine coagulée, d'une matière grasse colorée soluble dans l'alcool, d'une substance brune azotée, soluble dans la potasse, et d'une autre matière insoluble dans cet alcali, conservant la forme des parties d'où elle a été extraite. Cette substance, qui paraît constituer la trame ou le squelette de ces animaux, a été isolée et étudiée par M. Charles Odier, qui lui a donné le nom de *chitine*, mot dérivé de *χιτὼν*, *tunique*.

La chitine, qui forme le quart du poids des élytres, se distingue par sa transparence, son insolubilité et son inaltérabilité par l'eau bouillante et les solutions d'alcalis caustiques. Exposée à la chaleur, elle se charbonne sans se boursoufler

et donner de produits ammoniacaux, ce qui annonce qu'elle n'est point azotée. Les acides sulfurique et nitrique la dissolvent à chaud. Quoiqu'il reste encore beaucoup à faire sous le rapport de l'étude de cette substance, ce qu'on en connaît permet de la regarder comme un principe particulier bien différent de tous ceux qui ont été trouvés dans les animaux vertébrés.

De la cantharidine.

On a donné le nom de cantharidine au principe vésicant des cantharides (*meloe vesicatorius*), qui a été extrait pour la première fois en 1810, et étudié par M. Robiquet. Ce principe a été depuis rencontré dans d'autres insectes du même genre, et surtout dans le mylabre de la chicorée (*mylabris chicorii*), insecte qui est doué de la propriété vésicante comme la cantharide.

Pour obtenir la cantharidine, on fait une forte décoction dans l'eau des cantharides, afin de les épuiser de tout ce qu'elles contiennent de soluble. La décoction est ensuite évaporée à une douce chaleur jusqu'en consistance d'extrait mou, qu'on traite par de l'alcool bouillant jusqu'à épuisement; il se sépare une matière brune noirâtre insoluble. L'alcool tient en solution la cantharidine et une matière jaune visqueuse; on l'évapore à une douce chaleur; l'extrait alcoolique qu'on en obtient est mis en contact avec de l'éther sulfurique, et agité pendant quelque temps, la cantharidine est dissoute et séparée de la matière jaune visqueuse. L'éther décanté, soumis à une évaporation spontanée, laisse déposer la cantharidine sous forme de petites lames cristallines un peu jaunâtres, qu'on lave avec une petite quantité d'alcool froid; mais pour l'obtenir dans un plus grand état de pureté, on la redissout dans l'alcool bouillant, d'où elle se précipite par le refroidissement en petites lames blanches.

Un autre procédé dû à M. Thierry, attaché à la pharmacie centrale des hôpitaux de Paris, consiste à laisser en macération dans l'éther, pendant quelques jours, les cantharides pulvérisées et à les épuiser par ce véhicule. Les solutions éthérées réunies et soumises à la distillation dans une cornue, fournissent un résidu d'où la cantharidine cristallise en paillettes ou en belles aiguilles colorées; on la purifie en la dissolvant dans l'alcool bouillant auquel on ajoute un peu de charbon animal pour la décolorer. (*Journal de pharmacie*, janvier 1835.)

Propriétés. La cantharidine se présente en petites lames micacées très-blanches ou en aiguilles inodores. Chauffée à feu nu, elle se fond à + 210°, et se volatilise en partie sous forme de petites aiguilles brillantes. Elle est insoluble dans l'eau et l'alcool froid, très-soluble au contraire dans l'éther et l'alcool bouillant d'où elle cristallise par le refroidissement. Les huiles d'amandes douces et d'olives ainsi que l'essence de térébenthine, la dissolvent à chaud, mais l'abandonnent en se refroidissant. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique en opèrent à chaud la dissolution, mais la laissent aussi précipiter en aiguilles. Les solutions de potasse et de soude caustiques la dissolvent à froid sans l'altérer, mais l'ammoniaque est sans action sur elle. D'après l'analyse de Plisson et de M. Henry fils, elle est composée de : carbone 68,56, hydrogène 8,43, azote 9,89, oxigène 13,15.

Les solutions de cantharidine appliquées sur la peau agissent avec une grande énergie en déterminant une rubéfaction très-prompte de la partie touchée, une vive inflammation des tissus, suivie de la formation d'une ampoule qui ne tarde pas à suppurer. Tous ces effets se produisent avec une parcelle de cantharidine dissoute dans deux ou trois gouttes d'huile d'amandes douces ou d'olives.

Du principe colorant de la cochenille. (Carmine.)

Ce principe colorant avait d'abord été retiré et examiné dans un état d'impureté par M. John, qui lui donna le nom de *cochenilline*, pour rappeler son origine. Depuis, il a été mieux étudié par MM. Pelletier et Caventou. Ces derniers chimistes ont cru devoir lui donner le nom de *carmine*, pour indiquer qu'il était la base du carmin qu'on prépare dans les arts avec la cochenille.

Pour séparer ce principe colorant, on traite à plusieurs reprises la cochenille par l'éther sulfurique, pour enlever une matière grasse d'une couleur jaune dorée. Après ce premier traitement, on fait agir sur la cochenille l'alcool bouillant et concentré, qui dissout le principe colorant et une petite quantité de matière azotée. La solution alcoolique évaporée à une douce chaleur laisse un extrait rougeâtre très-foncé, qu'on redissout à froid dans une petite quantité d'alcool froid afin de l'isoler de la matière azotée qui s'y trouve. En ajoutant à la solution alcoolique son volume d'éther sulfurique et l'agitant, elle se trouble et laisse déposer, en moins de quelques jours, le principe colorant pur sous forme d'une incrustation rouge pourpre magnifique. Le mélange d'alcool et d'éther qui surnage ce dépôt est coloré en rouge orangé, et contient encore une matière grasse cristallisable et un peu de principe colorant.

Propriétés. La carmine, obtenue par le procédé que nous venons de rapporter, est d'un rouge pourpre très-éclatant; elle adhère avec force aux parois des vases sur lesquels elle s'est attachée. Son aspect est grenu et comme cristallin; elle est inaltérable à l'air. Exposée à l'action du calorique, elle se fond à environ + 50°. En élevant la température, elle se boursoufle, et se décompose à la manière des substances non azotées, en donnant de l'huile,

du gaz hydrogène carboné, un peu d'acide acétique et du charbon.

L'eau et l'alcool la dissolvent avec facilité, en se colorant en beau rouge tirant sur le cramoisi; mais l'éther sulfurique n'a aucune action sur elle. La solution aqueuse de carmine prend l'apparence d'un sirop par l'évaporation sans jamais cristalliser; elle devient d'un rouge vif en présence d'une petite quantité d'un acide minéral faible, et rouge jaunâtre ou jaune par une plus grande quantité; toutefois, en saturant l'acide, on rétablit sa couleur primitive. Les acides concentrés l'altèrent plus ou moins promptement.

Le chlore agit avec énergie sur la carmine; il la décompose en faisant passer sa teinte au jaune; l'iode se comporte de la même manière, mais son action est moins rapide.

Les alcalis versés dans une solution de carmine font virer sa couleur au violet cramoisi, ainsi que l'eau de baryte et de strontiane; mais l'eau de chaux y produit un précipité violet. L'affinité de l'alumine pour la carmine est si grande, qu'une portion d'hydrate d'alumine décolore sur-le-champ une solution de carmine en s'y combinant, et produisant une laque d'un beau rouge.

Le protochlorure d'étain forme un précipité violet avec la solution de carmine, tandis que le deutochlorure fait passer seulement la couleur de la solution au rouge écarlate. Plusieurs sels métalliques précipitent la carmine de sa solution aqueuse : tels sont l'acétate de plomb, le protonitrate de mercure, qui donnent des précipités violets.

Usages. La carmine n'est pas employée à l'état de pureté; mais telle qu'elle existe dans la cochenille, elle sert à former sur la laine la couleur écarlate, et à composer le carmin et la laque carminée. Le carmin est un composé de carmine, de la matière animale qui se trouve dans la cochenille, de l'acide qui a servi à la précipiter, et d'une

petite quantité d'alumine; on le forme en versant une solution d'alun dans une décoction de cochenille; l'excès d'acide de l'alun précipite la matière animale, qui entraîne avec elle une portion de carmine. La *laque carminée*, qui est formée de carmine et d'alumine combinées, se prépare en ajoutant à la décoction de cochenille du carbonate de soude, pour décomposer la solution d'alun qu'on y verse ensuite.

De l'acide formique.

On a donné le nom d'*acide formique* à un acide qui se trouve à l'état de liberté dans les différentes espèces de fourmis, mais surtout dans la fourmi rouge des bois (*formica rufa*). Cet acide a été regardé comme de l'acide acétique; mais il paraît, d'après les expériences de MM. Suersen et Berzélius, qu'il en diffère par plusieurs caractères.

On peut l'extraire en distillant, dans une cornue munie d'un récipient, les fourmis avec une petite quantité d'eau: l'acide formique volatilisé avec une portion d'eau vient se condenser dans le récipient. Pour l'obtenir sous un plus grand état de concentration, on sature le produit acide par du carbonate de cuivre, et on fait cristalliser le formiate de cuivre. C'est en décomposant ensuite dans une cornue ce sel par la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré que Gehlen l'a obtenu plus concentré, mais renfermant encore indubitablement une certaine quantité d'eau.

Propriétés. L'acide formique, préparé par ce procédé, se présente sous forme d'un liquide incolore, d'une odeur et d'une saveur aigre et piquante un peu analogue à celle de l'acide acétique, sa densité est de 1,1168, d'après Gehlen; sous cet état, il contient 2 atomes d'eau, bout à + 108° et se vaporise sans altération. M. Liebig vient d'obtenir cet acide combiné à un seul atome d'eau, en dé-

composant le formiate de plomb sec par le gaz hydrosulfurique. Ainsi concentré, c'est un des plus puissans corrosifs; il surpasse l'acide sulfurique au point que les plus petites gouttes de cet acide, appliquées sur la peau, y produisent, d'après ce chimiste, la même impression que le ferait un fer rouge; il se forme ensuite une vésicule ou une plaie profonde, fort longue et difficile à guérir; sous cet état de concentration, il cristallise à 0 et bout à + 100°. L'eau et l'alcool le dissolvent en toute proportion, et il forme avec les bases des sels solubles et cristallisables. Sa capacité de saturation est moins grande que celle de l'acide acétique; comme ce dernier, il forme un éther avec l'alcool.

Cet acide a une composition très-différente de celle de l'acide acétique; il renferme plus d'oxigène que ce dernier, et moins de carbone. M. Berzélius l'a trouvé formé de : carbone 32,47, oxigène 64,67, hydrogène 2,86.

M. Doebereiner a constaté qu'en chauffant dans une cornue un mélange d'une partie d'acide tartrique, deux parties et demie de peroxide de manganèse, deux parties d'acide sulfurique concentré, et huit parties d'eau, on obtient de l'acide carbonique qui se dégage, et de l'acide formique qui se vaporise avec une portion d'eau et se condense dans le ballon.

De quelques produits particuliers à certains insectes.

Nous avons déjà fait connaître deux de ces produits, savoir, le *miel* et la *cire*. Les caractères et les propriétés de ces substances ont été exposés avec quelques détails dans la chimie végétale. Parmi les autres produits qui ont quelque utilité, il ne nous reste plus qu'à parler de la substance de la soie que les larves du ver à soie (*phalæna bombyx mori*) extraient de leurs corps, et filent avant de se métamorphoser en chrysalides.

La soie a, sous plusieurs rapports, de l'analogie avec la substance cornée, mais elle en diffère par quelques points; celle qui est écrue contient une matière résinoïde soluble dans l'alcool bouillant, une matière gommeuse jaunâtre particulière, soluble dans l'eau; enfin, la substance qui constitue la soie est insoluble dans l'eau, soluble dans les solutions alcalines avec formation d'ammoniaque; l'acide sulfurique concentré la dissout en l'altérant, et l'acide nitrique la convertit en acide oxalique et en acide carbazotique. Sa composition est : 50,69, azote 11,33, hydrogène 3,94, oxigène 33,04.

Les usages de la soie sont connus de tout le monde; elle forme une branche importante de l'industrie française et étrangère.

CHAPITRE XXIII.

Des phénomènes physiologiques et chimiques de la digestion chez les animaux vertébrés.

La digestion est cette fonction importante par laquelle les substances alimentaires introduites dans les organes digestifs sont changées et converties en produits propres à la nutrition. Elle se compose d'un certain nombre d'autres fonctions particulières qui sont la préhension des alimens, la mastication, la salivation, la déglutition, la chymification, la digestion intestinale et la défécation.

Les alimens, après avoir été placés dans la bouche, sont d'abord coupés, déchirés et broyés par les dents; pendant que cette fonction s'exécute, la salive et le liquide sécrété par les cryptes de la membrane muqueuse affluent dans la bouche, les humectent de manière à en former une matière

molle, désignée sous le nom de *bol alimentaire*. A cette première fonction succède la déglutition par le pharynx et l'œsophage, qui transmettent le bol alimentaire de la bouche à l'estomac. Les modifications que l'aliment a ainsi éprouvées dans la bouche, le pharynx et l'œsophage, ne sont que préparatoires : parvenu dans l'estomac, il s'y imprègne de suc gastrique que son contact fait sécréter, y séjourne plus ou moins, change de nature, devient mou, acide, et se convertit en une bouillie nommée *chyme*.

Cette matière, qui présente des différences suivant la nature des alimens, contient du reste une grande quantité d'albumine soluble et des molécules organisées, semblables à celles qu'on trouve dans le chyle ; elle passe bientôt, à des intervalles plus ou moins rapprochés, de l'estomac dans les intestins grêles, où elle se mêle à la bile et au suc pancréatique, qui y sont versés continuellement par des canaux particuliers. C'est alors, suivant la plupart des physiologistes, que s'opère la séparation du chyle d'avec la matière excrémentitielle ; mais si, comme nous l'avons observé, M. Leuret et moi, il se forme spontanément dans le chyme des molécules chyleuses, la bile et le suc pancréatique ne feraient que favoriser cette formation en atténuant et dissolvant les substances qui ne l'ont pas été dans la chymification. Enfin, par suite de la progression du chyme dans les différentes parties des intestins, le chyle est absorbé, et la matière excrémentitielle rejetée en dehors, au bout d'un temps plus ou moins long. Sa couleur particulière est due à son mélange avec la matière colorante de la bile altérée.

Lorsque ces fonctions s'exercent dans toute leur force, il ne se dégage aucun fluide élastique dans l'estomac et les premiers intestins. Ce n'est que vers les dernières régions du tube intestinal que le résidu des alimens, déjà converti en véritable excrément, commence à éprouver, par son séjour et la chaleur, les premiers mouvemens de la fermen-

tation putride. Alors ces parties sont distendues par des fluides élastiques composés d'acide carbonique, d'hydrogène, d'hydrogène carboné, d'azote, et quelquefois d'hydrogène sulfuré. Toutefois les rapports de ces gaz sont très-variables; la proportion d'acide carbonique est plus abondante dans le gros intestin que dans les autres parties du tube intestinal.

Quels sont les usages de la salive et du suc gastrique sur les alimens dans l'acte de la digestion? Ces liquides, essentiellement formés d'eau, n'agissent sans doute qu'en les ramollissant, les atténuant et dissolvant les principes solubles, car ils n'exercent aucune autre action dissolvante que celle de l'eau; c'est sous cet état qu'ils sont alors facilement transformés en chyle, et qu'ils passent dans les tubes capillaires où s'achève l'assimilation. Quant aux usages de la bile et du suc pancréatique, on leur avait attribué la propriété de séparer le chyle des matières excrémentitielles, mais les expériences que nous avons faites (voyez *Recherches chimiques et physiologiques sur la digestion*, 1825) semblent prouver que ces liquides n'agissent encore qu'en atténuant les substances qui ne l'ont été qu'imparfaitement dans la chymification; peut-être même la bile, qui colore alors ces matières, les rend-elle assez irritantes pour exciter les contractions de cette partie du tube intestinal, de manière à favoriser leur expulsion à l'état d'excrémens.

On conçoit du reste qu'il est impossible de déterminer, dans l'état actuel de la science, les altérations chimiques qu'éprouvent les alimens végétaux ou animaux dans le canal digestif, parce que leur mélange avec les liquides qui sont sécrétés aux différentes parties de ce canal complique extraordinairement les résultats, et ne permet pas d'isoler ce qui provient de l'aliment altéré, de ce qui appartient au liquide intestinal dont il se trouve imprégné. Toutefois les

substances alimentaires nourrissent d'autant mieux qu'elles sont plus disposées à entrer en fermentation, que leur composition alimentaire se rapproche plus de celle des matériaux constitutifs du corps animal, et qu'elles sont plus solubles dans l'eau et les acides faibles, etc. Celles qui ne renferment point du tout d'azote, quelle que soit la classe d'où elles elles ont été extraites, ne peuvent servir à la nutrition; elles se comportent de deux manières : 1° si elles sont insolubles, elles passent dans le tube digestif sans être altérées, comme l'amidon ou le ligneux, etc.; 2° si au contraire elles sont solubles, elles sont en partie absorbées, et finissent par produire un changement dans la nature de plusieurs sécrétions : telles sont la gomme, le sucre, qui ne peuvent entretenir la vie qu'un certain temps, comme l'a prouvé M. Magendie.

Des phénomènes chimiques de la respiration dans les différentes classes d'animaux.

La respiration est une fonction des plus importantes et des plus nécessaires à la vie; chez l'homme et les animaux à sang chaud, où elle est la plus complète, elle ne peut être suspendue, même pendant le temps le plus court, sans que la vie soit compromise.

Cette fonction, qui a pour but de faire éprouver au sang veineux des changemens dans ses propriétés, s'exécute au sein des poumons, en vertu de deux mouvemens alternatifs et continus qui consistent à y faire pénétrer une certaine quantité d'air atmosphérique, et à l'en expulser ensuite. Cette double fonction, désignée sous le nom d'*inspiration* et d'*expiration*, est destinée à mettre le sang veineux en rapport avec l'air pour le convertir en sang artériel, avant qu'il rentre dans le courant de la circulation.

De tous les fluides élastiques simples ou composés, il n'y a que l'air atmosphérique et l'oxigène qui soient pro-

pres à entretenir la respiration ; encore l'action de ce dernier est trop vive et finit par produire une excitation qui trouble l'économie. Les autres sont tous impropres à cette fonction, ils l'anéantissent ; et suivant la manière dont ils se comportent, on peut les diviser en deux classes : 1° gaz non respirables ; 2°. gaz délétères. Les premiers agissent en empêchant la conversion du sang veineux en sang artériel ; tels sont les gaz azote, hydrogène et le protoxide d'azote ; on peut prouver directement leur action en plongeant un oiseau dans une cloche remplie de l'un de ces gaz ; il meurt en moins d'une minute ; les seconds, par leur action spéciale sur le sang, ajoutés même en petite quantité à l'air, détruisent la vie ; tels sont le gaz chlore, le gaz acide hydrosulfurique, l'hydrogène phosphoré, le deutoxide d'azote et l'acide carbonique, etc.

Ces actions différentes des gaz sur le sang dans les animaux vivans peuvent être démontrées, pour ainsi dire, en agitant du sang veineux privé de fibrine avec ces différens fluides élastiques : on reconnaît que sa couleur rouge brune n'est pas sensiblement altérée dans l'azote et l'hydrogène ; qu'il en prend une plus foncée et violacée dans le gaz acide carbonique ; que le gaz hydrosulfurique lui communique une couleur brune verdâtre ; que le gaz chlore le coagule en le rendant brun noirâtre, et ensuite blanc jaunâtre par son action particulière sur la matière colorante ; qu'enfin l'oxigène et l'air atmosphérique le rendent rouge écarlate, à peu près comme le sang artériel.

L'air, par l'oxigène qu'il contient, le seul gaz propre à la respiration, ne l'est que suivant certaines circonstances : lorsqu'il est trop raréfié, il ne tarde pas à faire éprouver une gêne aux animaux qui sont obligés de le respirer ; et il en survient des accidens qui amènent bientôt leur mort. Il est facile de prouver ce fait en plaçant un animal sous le récipient de la machine pneumatique ; après avoir

extrait une certaine quantité d'air, l'animal tombe de faiblesse; fait de fréquentes inspirations et meurt bientôt. Quand l'air est en quantité limitée, et qu'il a servi pendant un certain temps à la respiration des animaux, il n'est plus propre à cette fonction. Aussi un animal ne peut-il vivre qu'un certain temps dans le même air; il périt bientôt quand celui-ci ne peut être renouvelé.

La manière d'agir de l'air dans l'acte de la respiration a été ignorée des anciens médecins et chimistes. On avait supposé; et c'était là tout ce qu'on savait, qu'une portion d'air était absorbée. Ce n'est qu'à l'époque de la naissance de la chimie pneumatique, où la composition de ce fluide a été connue, qu'on a pu avoir des notions précises sur les phénomènes qui se produisaient dans cet acte; en analysant l'air qui avait servi à la respiration. Les premières recherches sur cette importante fonction ont été faites par Priestley, Lavoisier et Laplace.

Bien que la présence de l'acide carbonique ait été démontrée dans l'air expiré, on était loin de connaître sa source; ces chimistes prouvèrent que l'air expiré contenait de l'acide carbonique, un peu moins d'oxigène et une certaine quantité de vapeur d'eau. Ils reconnurent bientôt, ainsi que ceux qui par la suite répétèrent leurs expériences, que l'air perd dans cet acte une partie de de son oxigène, qui est remplacé le plus ordinairement par un volume d'acide carbonique égal ou moindre, suivant les circonstances, à la portion d'oxigène qui a disparu, enfin qu'il est chargé d'une plus grande quantité de vapeur d'eau.

Tous ces résultats peuvent être vérifiés en enfermant un animal dans un appareil, et le laissant respirer quelque temps l'air qui s'y trouve, afin d'apprécier par l'analyse les changemens qui sont survenus dans la composition. C'est à l'aide de l'appareil suivant qu'on peut arriver à cette connaissance. (*Voy.* pl. VI, fig. 7.) Cet appareil, imaginé

par Berthollet, et désigné sous le nom de *manomètre*, consiste en un bocal de verre à large ouverture de 7 à 8 litres de capacité, fermé supérieurement par une garniture en cuivre qu'on peut y visser. Cette garniture est percée de deux ouvertures, l'une qui donne passage à un tube recourbé en S, dans lequel on met une petite colonne de mercure pour s'assurer de la force élastique de l'air intérieur ; l'autre porte un robinet adapté à une capsule sur lequel on peut visser une petite cloche graduée remplie d'eau. Un thermomètre, suspendu intérieurement, est destiné à faire connaître la température de l'air.

Lorsqu'on a placé convenablement un animal dans cet appareil, on l'y laisse quelque temps et on extrait ensuite une portion d'air en ouvrant le robinet qui communique avec le tube rempli d'eau; ce liquide tombe alors dans le bocal et est remplacé par une portion d'air qu'a respirée l'animal. Son analyse est facile à faire : on en fait passer sous le mercure dans un tube gradué, et on absorbe l'acide carbonique par la potasse; quant à l'azote et l'oxigène restant, on détermine leur rapport par l'hydrogène dans l'eudiomètre.

Les résultats qu'ont obtenus la plupart des expérimentateurs sont tous plus ou moins variables. On peut néanmoins admettre aujourd'hui, comme une vérité, 1° que la portion d'acide carbonique contenue dans l'air expiré est toujours moindre que celle du gaz oxigène absorbé; 2° que dans le plus grand nombre des cas il y a exhalation d'azote par les animaux, et souvent en telle quantité, que le volume du gaz expiré a dépassé celui du gaz inspiré. Cette dernière proposition se vérifie surtout en faisant respirer à un animal soit de l'oxigène pur, soit, ce qui est préférable, en composant une atmosphère de 79 parties d'hydrogène, et 21 d'oxigène. On trouve parmi le gaz expiré une grande proportion d'azote et une portion d'hy-

drogène absorbé égale à celle de l'azote exhalé, suivant MM. Allen, Pepys et Edwards.

Dès que les expériences eurent appris quels changemens l'air éprouvait dans la respiration, on admit alors généralement que dans cet acte l'air, mis en rapport dans les vaisseaux pulmonaires avec le sang veineux, enlevait immédiatement à celui-ci par son oxigène une portion de carbone et d'hydrogène pour former l'acide carbonique et la vapeur d'eau qu'on rencontrait dans l'air expiré; qu'alors le sang veineux, ainsi privé d'une partie de carbone et d'hydrogène, recouvrait toutes les propriétés du sang artériel. Telles furent les conclusions de Lavoisier et Laplace.

Les expériences de M. Edwards paraissent opposées à ces conclusions : il a reconnu que l'acide carbonique qu'on trouve dans l'air expiré n'était pas le produit de la combinaison immédiate de l'oxigène de l'air avec le carbone du sang, mais qu'il paraissait exhalé de ce liquide même. Il est arrivé à cette conclusion en plaçant des grenouilles dans du gaz hydrogène pur; elles avaient, au bout d'un certain temps, laissé exhaler une quantité d'acide carbonique égale à leur volume. Ce physiologiste a conclu de ses expériences que 1° l'oxigène est absorbé dans la respiration, et porté en tout ou en partie dans le torrent de la circulation; 2° qu'il est remplacé par une certaine quantité d'acide carbonique exhalé provenant en tout ou en partie du sang veineux; 3° qu'une portion d'azote est absorbée de l'air et remplacée par une quantité plus ou moins grande d'azote exhalé du sang.

Ces conséquences tendraient à faire admettre que l'oxigène dans la respiration est absorbé directement par le sang veineux, modifie ses propriétés et les transforme en sang artériel; que son action paraît avoir lieu sur la matière colorante, qui, par cet acte, devient d'un rouge

vermeil; qu'enfin tous les produits de cette réaction sont encore ignorés.

Dans un travail que j'ai entrepris en 1833 et 1834, de concert avec M. Yvart, directeur de l'école d'Alfort, sur l'influence du régime alimentaire dans les phénomènes chimiques de la respiration; nous sommes arrivés aux conclusions suivantes, déduites d'expériences faites sur des cochons d'Inde, et rapportées dans les tableaux consignés ci-après:

1°. Sous un régime d'alimens n'admettant point d'azote au nombre de leurs élémens, la vie ne peut être entretenue chez les animaux; ils ne tardent pas à souffrir, à diminuer de poids, comme le prouve le troisième tableau, et lorsque la mort survient, leur masse a éprouvé une perte de plus d'un tiers ou 38/100.

2°. Pendant toute la durée de cette période de souffrances, les fonctions respiratoires ne s'accomplissent plus comme dans l'état normal, il y a moins d'oxigène absorbé, et moins de gaz acide carbonique dans l'air expiré.

3°. Cette différence que l'on observe dans les phénomènes chimiques de la respiration, étant en rapport avec la diminution de température qui arrive dans toute la surface cutanée de l'animal mis en expérience, vient établir de nouveau les relations qui existent entre les fonctions respiratoires et la production de la chaleur animale.

4°. Enfin, la proportion d'azote contenue dans l'air, ne peut jamais suppléer à celle qui manque dans les substances alimentaires, ce qui confirme ce qui a déjà été avancé par plusieurs physiologistes distingués, et surtout par MM. Macaire et Marcet, il y a quelques années, *que tout l'azote qu'on trouve dans les tissus des animaux ou leurs liquides*, provient de celui qui fait partie constituante de leurs alimens.

Tableau *présentant l'analyse de l'air ayant servi à la respiration du Cochon d'Inde* (A) *nourri avec pain, carottes crues et pommes de terres.*

Expériences faites dans le manomètre de Berthollet. Durée de l'expérience, 30 minutes.

Poids moyen de l'animal, 235 grammes.

DATES des expériences.	Température de l'air.	PRESSION atmosphérique.	ACIDE carbonique dans 100 d'air expiré.	OXIGÈNE restant dans 100 d'air expiré.	AZOTE dans 100 d'air expiré.	OXIGÈNE absorbé.	AZOTE exhalé.
27 janvier.	+ 8,1	m. 0,766	7,6	7,1	85,3	6,3	1,0
30 janvier.	+ 12,5	0,751	5,9	10,3	83,8	4,8	0,9
31 janvier.	+ 7°	0,757	5,7	11,7	82,6	3,6	0,7
3 février.	+ 12,5	0,744	4,7	13,8	81,5	2,5	0,5
5 février.	+ 12,5	0,765	4,9	12,8	82,3	3,3	0,7
7 février.	+ 12,5	0,760	5,7	10,2	84,1	5,1	0,7
Moyenne.	+ 10,8	0,757	5,7	10,9	83,2	4,2	0,7

TABLEAU *présentant l'analyse de l'air ayant servi à la respiration du Cochon-d'Inde (B) nourri avec pain, carottes et pommes de terre crues.*

Poids moyen de l'animal, 214.

DATES des Expériences.	TEMPÉRATURE de l'air ambiant	PRESSION atmosphérique.	ACIDE carbonique dans 100.	OXIGÈNE restant dans 100 d'air expiré.	AZOTE dans 100 d'air.	OXIGÈNE absorbé.	AZOTE exhalé.
27 janvier.	+ 8,1	m. 0,766	8,1	7,1	84,8	5,8	1,0
30 janvier.	+ 12,5	0,751	3,5	14,2	82,3	3,3	0,7
31 janvier.	+ 7	0,757	4,7	12,9	82,4	3,4	0,7
3 février.	+ 12,5	0,744	5,2	12,1	82,7	3,7	0,7
5 février.	+ 12,5	0,765	5,3	10,8	83,9	4,9	0,9
7 février.	+ 12,5	0,760	5,1	11,7	83,2	4,2	0,8
Moyenne.	+ 10,8	0,757	5,3	11,4	83,2	4,2	0,8

Expériences faites sur le Cochon-d'Inde (A) *exposé ensuite à une alimentation composée de* sucre pur *et d'*amidon, *pendant huit jours, et commencées le 12 février après midi. L'animal pesait 254 grammes avant d'être soumis à ce régime non azoté.*

DATES des expériences.	POIDS de l'animal.	TEMPÉRATURE.	PRESSION atmosphérique.	PROPORTION d'acide carbonique dans 100 d'air expiré	PROPORTION d'oxigène libre dans 100.	PROPORTION d'azote dans 100.	OXIGÈNE absorbé.	AZOTE exhalé.
16 février.	187	+ 10	m. 0,752	3	14,6	82,4	3,4	0,7
17 février.	179	+ 8,5	0,758	3,7	14,0	82,3	3,3	0,7
19 février.	166	+ 8	0,756	2,6	14,9	82,5	3,5	0,7
Moyenne.	....	8,8	0m,755	3,1	14,5	82,4	3,4	0,7
Mort le 20 à 4 heur. du soir.	157							

Nota. A l'ouverture du cadavre faite le 21 à 11 heures du matin, on a trouvé l'estomac vide, ainsi que la première portion de l'intestin grêle; la deuxième portion contenait une pâte homogène, jaunâtre; le gros intestin, une matière noirâtre, dans laquelle on a reconnu la présence de l'amidon et de la matière de la bile. Organes, cœur, poumon, foie, très-sains.

Quels que soient les effets de l'air sur le sang pendant la respiration, il n'en est pas moins constant que ce gaz respirable agit de la même manière dans les différentes classes d'animaux. Chez les poissons, MM. de Humboldt et Provençal ont reconnu que l'air contenu dans l'eau était indispensable à leur respiration; que lorsqu'on venait à l'en priver par l'ébullition, ou en la plaçant sous le récipient de la machine pneumatique, ces animaux ne tardaient pas à mourir. Les expériences qu'ils ont faites sur des tanches (*Mémoire d'Arcueil*, tom. II) leur ont démontré non-seulement qu'il y avait production d'acide carbonique, mais qu'une portion d'oxigène et d'azote était absorbée.

Vauquelin a également prouvé (*Annales de chimie*, tom. XII, pag. 291) que les insectes et les vers respirent comme les animaux à sang chaud, et que l'air qu'ils expirent contient de l'acide carbonique en grande quantité. Il a observé de plus que la force respiratoire est si considérable chez ces animaux, qu'ils peuvent absorber tout l'oxigène mêlé à l'azote dans l'air, et qu'ils ne périssent qu'au moment où il n'y a plus du tout d'oxigène libre.

De la chaleur animale et de ses sources.

Tous les animaux, et surtout ceux des classes supérieures, désignés sous le nom d'*animaux à sang chaud*, ont une température propre qui est généralement plus élevée que celle du milieu dans lequel ils vivent, et différente suivant la classe à laquelle ils appartiennent.

Cette température paraît être la même dans les différens organes. M. John Davy, qui a fait des observations curieuses sur la température de l'homme à diverses latitudes, a reconnu qu'elle était de 37° cent., et qu'elle ne s'accroissait que d'un degré en arrivant dans les pays

chauds; elle est sensiblement la même sur des individus de la même espèce, mais de races différentes.

Nous consignons ici un extrait de son tableau sur la température du corps des divers animaux.

NOM DE L'ANIMAL.	Température.	NOM DE L'ANIMAL.	Température.
Mammifères.		*Oiseaux.*	
Singe.	39,7	Milan.	37
Lièvre.	37,8	Chat-huant.	40
Tigre	37,2	Perroquet.	40
Chien.	39	Pigeon.	42,1
Chat.	38,3	Grive	42
Cheval.	37,5	Poule.	42,5
Mouton.	39 à 40	Coq adulte.	43
Chèvre.	40	Cod-d'Inde.	42,7
Bœuf.	38,9	Oie.	41,7
Porc.	40,5	*Amphibies.*	
Poissons.		Tortue.	28,9
Requin.	25	Grenouille.	25
Truite	14,4	Serpent.	31,4
Poisson volant.	25	*Crustacés.*	
Mollusques.		Écrevisse	26,1
Huîtres	27,8	Crabe.	22
		Insectes.	
		Ver luisant.	23
		Grillon	22
		Guêpe.	24

L'inspection de ce tableau fait voir que les oiseaux sont de tous les animaux ceux dont la température est la plus élevée, les mammifères occupent le second rang, ensuite les amphibies, les poissons; dans ces deux dernières classes, les animaux ont une température d'un à deux degrés plus élevée que le milieu dans lequel ils vivent; viennent ensuite les mollusques et les crustacés, qui ont sensiblement la température ambiante.

Les animaux à sang chaud étant doués d'une chaleur intérieure particulière qui est la même dans quelques circonstances qu'ils se trouvent, ce qui les soustrait aux lois générales de la distribution du calorique entre les corps, il y a donc en eux une cause principale de production de chaleur et de froid.

Cette cause, qu'on a ignorée pendant long-temps, est liée intimement aux fonctions respiratoires; on plaça sa source dans le phénomène de la respiration. Lorsque Lavoisier eut découvert qu'une portion d'oxigène disparaissait pendant cet acte, et était remplacée par une certaine quantité d'acide carbonique, on vit dans ces résultats une véritable combustion, semblable à celle qui a lieu avec les autres corps combustibles. Les expériences que firent à cette époque Lavoisier et Laplace, en estimant la chaleur qu'abandonne un animal dans un temps donné avec celle due à la formation de l'acide carbonique et de l'eau dans la respiration, leur firent conclure alors que la presque totalité de la chaleur développée par un animal est due à l'espèce de combustion qui a lieu dans les poumons par l'oxigène de l'air sur le sang veineux.

Mais ces résultats, pour être rigoureux, réclamaient des expériences nouvelles, afin de s'assurer plus comparativement que ne l'avaient fait ces célèbres chimistes, si, sur un même animal, le rapport de la chaleur perdue dans un temps donné était égal à celui qu'on pouvait attribuer aux causes indiquées. C'est ce qui a été entrepris d'abord par M. Dulong, avec toute la sagacité qui le caractérise, et ensuite par M. Desprets qui, de son côté, est parvenu aux mêmes résultats.

L'appareil imaginé par M. Dulong, pour résoudre cet important problème, consiste (*voyez* planche VI, fig. 9) en une boîte de métal, doublée intérieurement d'une cage d'osier, dans laquelle on plonge l'animal sur lequel on

veut expérimenter. Cette boîte est plongée dans une autre boîte entourée d'une quantité connue d'eau froide. Elle est en communication par deux tuyaux latéraux avec deux gazomètres, l'un rempli d'air et l'autre d'eau. L'air sort du premier sous une pression constante par une certaine quantité d'eau qui le déplace et qui vient d'un des réservoirs supérieurs. Le courant d'air s'établit dans la boîte aisément, en soutirant, à l'aide du syphon qui plonge dans le gazomètre rempli d'eau, une quantité d'eau égale à celle qui chasse le gaz du premier dans le second.

Par cette disposition, la même quantité d'air n'est pas respirée plusieurs fois par l'animal; après avoir servi à la respiration, l'air se rend dans le second gazomètre rempli d'eau, à la surface de laquelle se trouve un disque de liége pour empêcher la solution d'une portion du gaz acide carbonique dans l'eau; enfin, l'on connaît par des tubes de verre gradués, qui communiquent avec l'intérieur des deux gazomètres, quelle est la quantité de gaz qui sort et qui entre dans chacun. Quant à l'analyse de l'air expiré, on la détermine facilement par les moyens que nous avons indiqués, en extrayant une portion de gaz par le robinet surmonté d'un tube recourbé.

La quantité d'air introduite dans la boîte est connue exactement; la chaleur abandonnée par l'animal est mesurée par l'élévation de température de l'eau qui entoure la boîte où est placé l'animal; il ne s'agit plus que de la comparer à la chaleur que l'on peut supposer être due à la formation de l'acide carbonique et de l'eau.

Dans les nombreuses expériences que M. Dulong a entreprises sur le chat, le chien, la cresserelle, le cabiai, le lapin et le pigeon, il a reconnu que la somme de chaleur que peut produire la respiration seule représente, dans certains cas, les $\frac{8}{10}$ de la chaleur perdue par l'animal, et dans d'autres les $\frac{7}{10}$ seulement; que cette fonction produit

chez les carnivores une portion moins considérable de la chaleur animale totale que chez les frugivores et les herbivores.

Ces résultats, obtenus en 1822 par M. Dulong, ont été en partie confirmés par M. Desprets, dans un travail postérieur.

On peut donc admettre aujourd'hui que la respiration est la principale source du développement de la chaleur animale; qu'il y a néanmoins dans les animaux une autre source de chaleur encore inconnue, qui existe peut-être dans les diverses sécrétions, la nutrition, la circulation, le frottement des parties les unes sur les autres, ou dépendante de l'action plus ou moins énergique du système nerveux, d'après les idées de M. Brodie.

Une partie de ces causes se trouve aujourd'hui démontrée par les nouvelles expériences de MM. Becquerel et Breschet. Ces physiologistes en se servant pour mesurer la température du corps, d'un galvanomètre très-sensible terminé par une aiguille déliée formée de deux métaux qu'ils introduisent dans les divers organes, sont arrivés aux conclusions que l'on peut énoncer par les propositions suivantes :

1°. Il existe une différence bien marquée entre la température des muscles et celle du tissu cellulaire sous-cutané dans l'homme et les animaux; différence qui paraît provenir du refroidissement que ces êtres éprouvent à la surface de leur corps.

2°. Les muscles offrent une différence de température qui varie de 2°, 25 à 1°, 25.

3°. Les corps vivans se trouvent dans le cas des corps inertes dont on a élevé la température, et qui sont soumis à un refroidissement continuel causé par le milieu ambiant. Ce refroidissement est sensible d'abord à la surface, puis s'étend successivement au sein des couches intérieures jusqu'au centre.

4°. La température moyenne des muscles de l'homme est de 36°, 88, c'est-à-dire à peu de chose près la température des autres organes. Cette température subit de notables changemens en raison de l'état de santé de l'individu.

5°. La température de la poitrine, de l'abdomen et du cerveau est, dans le chien, sensiblement la même que celle des muscles.

6°. Les contractions chez l'homme ont la propriété d'augmenter la température des muscles d'un demi-degré centigrade ; et si cette contraction a lieu dans des mouvemens généraux, violens et répétés sans interruption pendant quelques minutes, la température peut s'élever à plus d'un degré.

7°. La compression d'une artère amène au contraire dans les muscles auxquels cette artère se distribue un abaissement de quelques dixièmes de degrés.

De la fermentation putride ou putréfaction.

Lorsque les végétaux et les animaux sont privés de la vie, les élémens qui les composent, soumis alors aux affinités chimiques, ne tardent pas à réagir les uns sur les autres, sous l'influence de certains agens physiques et chimiques. Il en est de même des différentes substances qu'on peut en retirer ; mais, en général, les substances animales, et particulièrement celles qui sont azotées, sont plus sujettes à éprouver cette réaction moléculaire, à laquelle on a donné le nom de *fermentation putride* ou *putréfaction* d'après les produits putrides qui sont formés.

Les circonstances favorables à la décomposition spontanée d'une substance organique sont : 1° la présence d'une certaine quantité d'humidité ; 2° une température de + 10° à 15° ; 3° le contact de l'air. Ces trois conditions agissent ; la première en ramollissant le tissu des substances et de

truisant leur cohésion, par sa tendance à se combiner avec plusieurs des composés qui se produisent : on sait, en effet, que les matières animales desséchées n'éprouvent pas la putréfaction ; la seconde agit évidemment en diminuant l'attraction des molécules unies et favorisant leur affinité réciproque, de manière à les combiner dans un autre ordre ; enfin, dans la troisième, c'est par l'oxigène qu'il contient que l'air exerce une certaine influence ; toutefois il n'agit que dans son état de stagnation ; car à l'état de courant il retarde la fermentation putride en desséchant la substance et emportant les produits gazeux qui ont été formés.

Placées sous ces conditions, les matières animales donnent de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'hydrogène carboné, de l'acide hydrosulfurique, de l'acétate d'ammoniaque, du carbonate d'ammoniaque, et les fluides élastiques qui s'en dégagent entraînent une portion de la matiére putréfiée elle-même, et acquièrent ainsi une odeur fétide insupportable. Toutefois les résultats de ces altérations sont un résidu de couleur variable qui finit par se dissiper en partie à l'air et laisser une matière noirâtre très-carbonée, renfermant toutes les substances salines qui existaient dans la substance animale. C'est à ce détritus des matières animales qu'on donne le nom vulgaire de *terreau animal* pour le distinguer de celui fourni par les végétaux.

Les substances végétales, à part les produits ammoniacaux, donnent les mêmes produits. On observe toutefois que, parmi les substances organiques, celles qui contiennent plus d'eau et offrent un tissu plus lâche entrent plus facilement en fermentation.

Un autre genre de décomposition s'observe lorsque la fermentation a lieu dans un terrain humide ou sous l'eau ; elle a été remarquée surtout sur la chair musculaire, qui, enfouie depuis plusieurs années, s'était convertie presque

entièrement en une matière grasse connue sous le nom de *gras de cadavre*. M. Chevreul a démontré que cette matière était formée principalement de margarate et oléate d'ammoniaque, résultant de l'action de l'ammoniaque sur la graisse contenue dans les muscles.

Les moyens les plus propres à préserver les matières animales de la putréfaction sont leur exposition dans le vide, leur dessiccation, leur combinaison avec le chlorure de sodium qui absorbe l'eau qu'elles contiennent, les acides faibles, l'alcool, les solutions de deutochlorure de mercure, d'alun, de nitre et de persulfate de fer. Les premiers moyens sont mis en pratique pour la conservation des viandes dans l'économie domestique. La glace, par sa propre température, s'oppose aussi à la fermentation des substances animales, et c'est même d'après cette propriété qu'on l'emploie pour conserver en été certains alimens de facile décomposition. Enfin, suivant M. Appert, en exposant les matières animales à l'action de la chaleur, après les avoir soustraites à l'action de l'air dans des vases hermétiquement bouchés, on parvient à les conserver avec toutes leurs propriétés et leur saveur pendant plus d'une année, sans qu'elles présentent la plus légère altération. Ce dernier moyen a trouvé des applicatious dans l'économie domestique.

De nouvelles expériences, entreprises cette année par M. Gannal, ont prouvé qu'une solution saline, composée de vingt litres d'eau, d'un kilogramme de sel, d'un kilogramme d'alun et d'un demi-kilogramme de nitrate de potasse, jouissait de la propriété de préserver de la putréfaction, pendant plusieurs mois, les préparations anatomiques et les cadavres destinés aux dissections.

CHAPITRE XXIV.



Vocabulaire des ustensiles et vases employés ordinairement dans les laboratoires de chimie et de pharmacie, ainsi que de leurs usages.

ALAMBIC (Voy. *pl.* 1, *fig.* 1). Appareil qui sert à la distillation des liquides, soit pour en séparer les parties les plus volatiles, soit pour priver ces liquides des substances fixes qu'ils contiennent. Il est ordinairement fabriqué en cuivre rouge et en étain. Cet appareil est composé de trois pièces distinctes, savoir : *Fig.* A. Une chaudière en cuivre étamé, destinée à renfermer les matières à distiller; on les introduit par une ouverture tabulée et latérale (*a*), que l'on tient bouchée avec une rondelle de liége.

Fig. B Cette partie de l'alambic est une espèce de couvercle creux en étain; on lui a donné le nom de chapiteau. Il porte latéralement un tuyau conique un peu incliné, qui va se rendre dans un autre conduit faisant partie de la pièce C.

Fig. C. Grand seau en cuivre désigné sous le nom de réfrigérant, contenant intérieurement un tuyau en étain contourné sur lui-même en forme de tire-bouchon ou de serpent, ce qui lui a fait donner le nom de serpentin. D'un côté, il s'adapte au tuyau latéral du chapiteau; de l'autre, il donne issue au produit de la distillation, en se joignant au tube recourbé D qui va se rendre dans un flacon de verre.

Fig. F. Tube de cuivre mobile placé au milieu du serpentin, terminé supérieurement en forme d'entonnoir, et inférieurement évasé et percé de trous; il est destiné à verser de l'eau froide pour refroidir le serpentin. On donne encore au réfrigérant une autre forme. (Voy. *pl.* 1, *fig.* 1 *bis*. Cette disposition se trouve exécutée aujourd'hui dans les nouveaux alambics qu'on fabrique.

Lorsqu'on veut opérer une distillation dans un alambic, on le dispose sur un fourneau établi en briques à cet effet, comme nous l'avons figuré sur la pl. 1, fig. 1. On verse le liquide à distiller par la tubulure de la chaudière, jusqu'à ce qu'elle en contienne les 4/5 de sa capacité, et ensuite on ferme avec un bouchon l'ouverture. Toutes les jointures des vases doivent être aussi fermées, en y appliquant des bandelettes de linge enduites de colle de farine. Après avoir rempli d'eau froide le seau de cuivre qui renferme le serpentin, l'on fait peu à peu du feu sous la chaudière, de manière à entretenir une ébullition con-

tinue. On peut faire usage de toute espèce de combustible pour chauffer la chaudière; mais on emploie ordinairement du bois, ou, ce qui est plus économique, du charbon de terre ou du coke.

Le liquide ne tarde pas à bouillir et à se vaporiser. Les vapeurs formées venant à passer dans le serpentin refroidi par le contact de l'eau froide qui l'entoure, se condensent en liquide, et le produit qui résulte de cette condensation est reçu en D, dans un vase de verre disposé convenablement.

Par suite de la distillation, l'eau contenue dans le réfrigérant ne tarde pas à s'échauffer beaucoup. Si on ne la remplaçait pas par de l'eau froide à mesure que sa température s'élève, l'opération se ralentirait, puisque alors une portion des vapeurs pourrait s'échapper sans avoir été condensée et serait perdue. On substitue de l'eau froide à l'eau qui s'est échauffée, en se servant du tube F que nous avons décrit plus haut. On la verse par l'entonnoir; elle gagne alors la partie inférieure du réfrigérant, et déplace l'eau chaude, qui est spécifiquement plus légère : cette dernière peut être retirée au fur et à mesure que l'eau froide entre dans le tube, en ouvrant le robinet G placé à la partie supérieure du réfrigérant.

Lorsque les localités permettent d'entretenir un courant d'eau froide dans le serpentin, il est préférable de mettre l'entonnoir en communication avec un conduit qui apporte l'eau froide, et de tenir le robinet assez ouvert pendant l'opération pour que le serpentin soit toujours couvert d'eau, ce qu'il est facile de faire en régularisant la quantité d'eau froide qui arrive, et celle de l'eau chaude qui sort du réfrigérant.

La distillation de l'eau, du vin, de l'eau-de-vie, de l'esprit-de-vin, peut être faite de cette manière. Dans les laboratoires, on fait usage de l'alambic que nous avons décrit; mais dans les arts on emploie des appareils distillatoires d'une autre forme, et qui sont plus économiques sous plusieurs rapports.

Il est quelquefois nécessaire de ne pas exposer les matières végétales, dont on veut séparer les parties les plus volatiles, à un degré de chaleur supérieur à celui de l'eau bouillante, ce qui ne manquerait pas d'arriver si elles avaient directement l'action du feu, et quoiqu'elles fussent placées au milieu de l'eau. Dans ce cas, la matière pourrait adhérer au fond de la chaudière, et absorber beaucoup de calorique; sa température alors s'éleverait au dessus de 100 degrés, et plusieurs des principes qu'elle renferme pourraient s'altérer par suite de cette augmentation de chaleur. On obvie à cet inconvénient dans les laboratoires de pharmacie, surtout pour la distillation des fleurs et de toutes les substances végétales aromatiques, en les isolant du fond de la chaudière au moyen d'un diaphragme en étain, percé de trous, sur lequel on dispose les fleurs à une certaine distance de l'eau bouillante. La vapeur de l'eau, en passant à travers, entraîne avec elle le principe volatil odorant, et va se condenser avec lui dans le serpentin. C'est ainsi que l'on prépare les eaux distillées aromatiques que l'on trouve dans les officines.

On se sert encore d'un vase cylindrique en étain muni de deux anses, et qu'on place dans la chaudière de l'alambic. Ce vase est connu sous le nom de bain-marie. Comme il ne remplit pas toute la capacité de la chaudière en cuivre, on peut mettre encore dans celle-ci une certaine quantité d'eau : celle-ci, entourant le bain et venant à s'échauffer, communiquera une partie de son calorique aux matières qui y sont contenues, sans toutefois élever leur température à plus de 100 degrés, puisque la température de l'eau elle-même, qui sert d'intermédiaire, ne peut passer ce terme. Ces deux modes de distillation sont fréquemment usités dans les laboratoires : on connaît le premier par le nom de *distillation à feu nu*, et le second par celui de *distillation par intermède de l'eau bouillante* ou *au bain-marie*.

On peut distiller dans les alambics faits en cuivre, en étain, tous les liquides qui n'ont pas d'action sur ces métaux. On en fabrique, dans le commerce, en platine, pour la distillation de l'acide sulfurique.

Alambic de verre. (*Pl.* I, *fig.* 2). Cet alambic, qui était autrefois très-employé, se compose de deux parties. La pièce A fait l'office de chaudière ; c'est dans celle-ci qu'on met le liquide à distiller ; on la recouvre avec un chapiteau de verre qui est terminé par une rigole qui se rend dans le bec C.

Ce chapiteau porte quelquefois supérieurement une ouverture que l'on bouche, et par laquelle on peut introduire la matière à distiller. Comme la cucurbite est inégalement épaisse, et que le verre avec lequel elle est fabriquée ne peut supporter les variations subites de température sans se briser, on chauffe ordinairement ces alambics en les plaçant au milieu d'une terrine ou chaudière de fonte remplie de sable fin, dont on élève peu à peu la température. On peut voir la disposition de l'appareil sur la *fig.* nº 2. Les vapeurs qui se forment dans la cucurbite A se condensent contre les parois du chapiteau B, et le liquide vient se rassembler par le bec C dans un récipient que l'on place au-dessous.

A la place de cet alambic, on emploie aujourd'hui des cornues de verre munies d'alonges et de récipiens de la même nature, comme nous l'expliquerons plus bas : cette méthode présente bien plus d'avantages ; elle a laissé tomber un peu dans l'oubli ces anciens alambics de verre avec lesquels on ne pouvait faire que des distillations très-lentes.

Alonge. (*Pl.* I, *fig.* 3.) On donne ce nom à une espèce de cône tronqué, renflé vers son milieu, qui est destiné à éloigner le récipient du feu, et en même temps à faire parcourir à la vapeur un plus grand espace pour en condenser une partie sur son passage et l'empêcher d'arriver en trop grande quantité dans le récipient. Ces alonges peuvent être de différentes natures ; on emploie ordinairement celles qui sont fabriquées en verre, quelquefois celles de grès ou de cuivre ; leur forme est plus ou moins cylindrique ; souvent elles sont recourbées à leurs extrémités. (*Fig.* 3, nº 2.)

Ballon. (*Pl.* I, *fig.* 4.) Vase de verre rond, comme l'indique

son nom, terminé par un col cylindrique plus ou moins long. Ce vase est souvent muni de plusieurs ouvertures (Voy. *fig.* 1, 2, 3 et 4). Leur grandeur est variable. Lorsqu'ils sont pourvus d'une tubulure latéralement, ils servent de récipiens pour les distillations à la cornue; quand ils en manquent, on les emploie pour faire réagir les liquides sur les solides, et leur usage est assez fréquent dans les pharmacies pour opérer des digestions et des macérations. On les chauffe le plus souvent sur un bain de sable, ou à feu nu, en les plaçant sur un triangle de fer, disposé à une certaine distance des charbons ardens. Comme leurs parois sont pour l'ordinaire également épaisses, on peut les chauffer ainsi sans accident.

Ballon à robinet. (*Pl.* I, *fig.* 5.) C'est un ballon ordinaire, de la capacité de 6 à 8 litres, dont le col est muni d'une virole sur laquelle se visse un robinet de cuivre. On peut faire le vide dans ce ballon, et introduire ensuite un gaz quelconque pour en prendre la densité. Il est employé surtout pour cette opération dans les cabinets de physique. Les chimistes s'en servent quelquefois dans leurs laboratoires pour d'autres usages; on peut voir la forme du robinet adapté au ballon sur la figure 6.

Baromètre. (*Pl.* I, *fig.* 7.) Cet instrument, pour la description et la construction duquel nous renvoyons aux ouvrages de physique, doit toujours faire partie du laboratoire de chimie. Il est destiné à faire connaître à chaque moment la pression de l'atmosphère. Son utilité est de la plus grande importance dans les expériences sur les gaz ou fluides élastiques, puisque le petit changement de pression de l'atmosphère en apporte un sensible dans leur volume, qu'on peut calculer d'après la loi de Mariotte. Ce physicien a prouvé que le volume d'un gaz était en raison inverse de la pression à laquelle il était soumis : ce que l'on peut exprimer plus simplement, en disant que si la pression de l'air vient à augmenter, le volume du gaz diminue ; et le contraire a lieu pour ce dernier, si la pression de l'air devient plus faible.

Ce changement est tel, que pour une pression double, le volume du gaz est réduit à la moitié, pour une pression triple au tiers, pour une pression quadruple au quart de son volume primitif. C'est par la hauteur du mercure dans le tube barométrique que l'on connaît la pression de l'air.

A la surface des eaux de la mer, sa hauteur moyenne est de (0^{m},76), ou environ 28 pouces. En conséquence de ce que nous avons dit plus haut, il est facile, connaissant le volume d'un gaz à une certaine pression, de savoir ce qu'il serait à une autre pression : pour cela il suffit d'établir une règle de trois inverse. Le quatrième terme que l'on obtiendra donnera la solution du problème.

Supposons 1 litre de gaz mesuré à une pression de 0^{m}, 77; on désire connaître quel serait son volume à 0^{m}. 76. Il faut poser ainsi la règle :

$$76 : 77 :: 1 \text{ litre} : x =$$

Cette opération se réduit à multiplier un litre par 0^{m}., 77, et à diviser le produit par 0^{m}., 76 : on aura $x =$ 1$^{lit.}$, 01, volume du gaz

si la pression atmosphérique était à 0^m., 76. On apercevrait le contraire si le volume du gaz avait été mesuré à une pression de 0^m., 75, et si l'on voulait connaître son volume à 0^m.,76. L'opération d'arithmétique serait la même :

$76 : 75 :: 1$ litre $: x$ —

En la pratiquant comme ci-dessus, on trouverait x — 0^{lit}.,98 centilitres.

Dans toutes leurs expériences, les chimistes ramènent toujours le volume des gaz sur lesquels ils opèrent à celui qu'ils auraient à une pression de 0^m,76. Mais comme ces corps sont très-dilatables par le calorique, il faut encore tenir compte de la température au moment où on les mesure, et rapporter leur volume à celui qu'ils auraient à la température de 0. Nous parlerons de cette correction lorsque nous décrirons le thermomètre et son usage.

On fait ordinairement usage dans les laboratoires du baromètre à cuvette ou de celui à syphon, perfectionné par M. Gay-Lussac. Les divisions en millimètres sont tracées sur une planche de cuivre annexée au tube, et à l'aide d'un petit vernier mobile on peut connaître les fractions de parties. Mais pour les expériences qui demandent une grande exactitude, on emploie celui construit par M. Fortin, et dans lequel on peut rendre à volonté constant le niveau du mercure dans la cuvette; par cette disposition, la hauteur du métal dans le tube donne exactement la mesure de la pression de l'air. (*Voy.* l'ouvrage de physique de M. Biot.)

BASSINE. (*Pl.* I, fig. *fig.* 8.) Vase en cuivre, en plomb, en étain ou en argent, plus ou moins concave, muni de deux anses, et destiné à l'évaporation des liquides ou à toute opération dans laquelle on se propose de faire réagir certaines substances entre elles, à l'aide de la chaleur. Leur grandeur varie comme leur forme. On leur donne souvent une forme ovoïde. (fig. 8 *bis*.) Les plus employées sont en cuivre rouge. Quelques-unes sont étamées dans l'intérieur. Les bassines en argent sont seulement employées dans le cas où le liquide qu'on fait évaporer a de l'action sur le cuivre ou l'étain.

BOCAL. (*Pl.* I, *fig.* 9.) Vase cylindrique à large ouverture, dont on se sert pour la conservation des substances solides minérales, végétales ou animales. Il y en a de deux sortes; les uns sont à col droit A, les autres à col renversé B. On les tient fermés, soit avec un bouchon de liége, soit avec un morceau de parchemin; et comme on le pratique dans les boutiques, on les recouvre d'une petite boîte ronde en carton ou en fer-blancs peints, qui fait l'office de couvercle.

CAPSULE. (*Pl.* I, *fig.* 10.) Vase présentant la forme d'une demi-sphère creuse, destiné à faire évaporer ou concentrer les liquides. Ces ustensiles sont de métal, de verre ou de porcelaine. Ils sont très-employés dans beaucoup d'opérations chimiques et pharmaceutiques. Les capsules de platine dont on fait un grand usage dans les laboratoires et dans les arts, jouissent, indépendamment de l'inaltérabilité par le feu, de la propriété de ne pas être attaqués par un assez grand nombre de corps, ce qui en rend

l'emploi très-précieux. Malheureusement ce métal est encore rare dans le commerce, et surtout d'un prix assez élevé.

Chalumeau. (*Pl.* I, *fig.* 11.) Tube creux, recourbé à l'une de ses extrémités, et renflé en une boule qui est elle-même terminée par un petit tube conique dont l'ouverture est très-étroite. On le construit ordinairement en cuivre jaune. On peut, à l'aide de cet instrument, diriger un courant d'air sur la flamme d'une bougie, et exposer sur son jet un petit fragment de matière; enfin produire sur elle une très-forte chaleur, capable de fondre même des substances réfractaires. Cet instrument est employé surtout par les minéralogistes et les chimistes pour l'essai des minéraux. Il est alors composé de quatre parties: 1° d'un petit tuyau d'ivoire B, aplati et légèrement évasé; 2° d'un tube de cuivre cylindrique dont l'une des extrémités reçoit à frottement le petit tuyau d'ivoire; 3° d'une cavité cylindrique ou oblongue appelée réservoir B; 4° d'un ajutage conique C, qui peut s'y visser, et qui doit être terminé par un métal infusible, tel que le platine. Quand on se sert du chalumeau, on met dans la bouche l'extrémité A, qui est en ivoire, et on dirige l'autre extrémité C sur la flamme d'une bougie ou d'une lampe, afin que l'air que l'on insuffle par le tube porte le jet qui est produit sur le corps soumis à l'expérience. (Fig. 12.) Ce dernier est ordinairement placé dans une petite cavité, creusée sur un morceau de charbon de bois, ou dans une petite cuiller de platine. Lorsqu'il s'agit de faire réagir la substance que l'on chauffe au chalumeau avec des flux ou fondans, on doit employer pour support de très-petites coupelles, faites avec un mélange de kaolin et de terre à pipe, que l'on place elles-mêmes sur un charbon pendant la calcination. Cette méthode, qui présente des avantages réels pour les essais minéralogiques au chalumeau, est due à feu Le-baillif, connu de la plupart des savans, autant par les rapports scientifiques qu'amicaux qu'il entretenait avec eux.

Cloche. (Pl. I, fig. 13.) Cylindre creux ou manchon de verre ou de cristal, ouvert d'un côté et fermé de l'autre. La portion fermée est arrondie et terminée par un bouton de verre au moyen duquel on peut la saisir. Ces cloches sont employées à recueillir les gaz, sous l'eau ou le mercure; les faire passer d'une cloche dans une autre, et à mesurer leur volume; quelques-unes sont percées de deux ouvertures latérales et destinées à d'autres usages.

Cloche graduée. (*Pl.* I, *fig.* 13, c.) Cloche sur les parois de laquelle on a gravé, avec un diamant, une division en un certain nombre de parties égales. Pour la faire, on verse dans la cloche une mesure connue d'eau et de mercure, et l'on note chaque fois à quelle hauteur le liquide s'est arrêté; ensuite l'on subdivise chacune de ces parties en parties fractionnaires. Il est essentiel d'opérer à la même température, et d'éviter le contact de tout ce qui pourrait l'élever, car les capacités des vases venant à augmenter par la dilatation, ainsi que le volume des liquides dont on fait usage pour le jaujage, il y aurait plusieurs causes d'erreurs. Comme il n'est pas facile

de travailler toujours à la même température, on peut corriger cet effet par le calcul.

Le but qu'on se propose, en mesurant les gaz dans ces cloches, étant de connaître exactement leur volume, il y a plusieurs soins indispensables à prendre pour l'évaluer.

D'abord, il est essentiel que le liquide contenu dans la cloche soit mis au niveau du liquide de la cuve, ce qu'on peut faire en abaissant la cloche doucement, et lisant dans cette position à quel trait de la division le volume du gaz correspond. L'on conçoit que, si l'on n'établissait pas ainsi l'équilibre, le volume du gaz serait plus grand qu'il ne l'est réellement, puisqu'il serait soumis à la pression de l'atmosphère, moins une pression égale à la colonne du liquide au-dessus du niveau extérieur de la cuve où l'on fait l'expérience. A mesure que l'on abaisse la cloche, l'on voit le volume diminuer; il ne faudrait pas l'enfoncer jusqu'au-dessous du niveau, car l'on commettrait encore une erreur par la compression où le gaz se trouverait alors exposé. On doit donc chercher à établir aussi bien que possible le niveau du liquide dans la cloche et la cuve. Comme il ne serait pas facile de maintenir ainsi verticalement une grande cloche avec la main, et d'examiner la division, si l'on était seul, on la fixe dans une pince en bois, où par un léger frottement, on peut la faire descendre et monter, et la rendre fixe au moyen de la pression d'une vis. On peut voir un exemple de cette disposition sur la planche II, fig. 22. Ce petit appareil imaginé par M. Gay-Lussac, pour l'analyse des gaz, est fait en bois. Nous en donnerons la description qui est facile à comprendre, lorsque nous ferons celle du tube gradué, pour lequel cet appareil est surtout employé; mais on conçoit qu'en lui donnant de grandes dimensions, il serait d'une grande utilité dans la circonstance où l'on opérerait avec une cloche de plusieurs litres de capacité.

En prenant rigoureusement la hauteur verticale de la colonne du liquide dans la cloche, à partir du niveau du liquide de la cuve, on pourrait aussi calculer le volume réel du gaz qu'elle contient, et obtenir le même résultat que si l'on avait établi les deux niveaux. Les calculs seulement doivent différer si le liquide est du mercure ou de l'eau, puisque ces deux liquides ont des densités différentes. Donnons, par exemple, quelques éclaircissemens sur cette méthode : si l'on suppose une cloche de verre de la capacité d'un litre, à moitié remplie d'un gaz et reposant sur une cuve à mercure, il sera facile, dans la position où se trouve la cloche, de connaître le volume du gaz ; pour cela il suffira de mesurer la hauteur verticale du mercure dans la cloche, et de soustraire le nombre qui exprime cette hauteur de celui que donne au moment où l'on expérimente, la pression de l'air.

Admettons que le volume du gaz dans la cloche soit de 100 parties, que la hauteur du mercure dans le baromètre soit de $0^m,76$; que celle du mercure qui est au-dessous du gaz dans la cloche soit de $0^m,07$; par-conséquent le gaz sera soumis dans la cloche à une pression égale à $0^m,76$ moins $0^m,07$, c'est-à-dire

à 0m,69; or en multipliant 100, volume du gaz par 0m,69, et divisant le produit par 0m,76, on aura à cette pression, son volume égal à 90,7110 :

0m,96 : 0m,67 : : 100 : x=90, 7.

Si l'on opérait avec une cloche sur l'eau, il faudrait alors soustraire 0m,07 de 10m,368, puisque l'eau est 13 fois et demie environ moins pesante que le mercure, et que, d'après les règles d'hydrostatique, pour que l'équilibre ait lieu entre deux liquides différens, leur hauteur verticale doit être en raison inverse de leur densité. Ainsi, une colonne d'eau de 10m, 368 fait équilibre à une colonne de mercure de 0m,76.

Cloche recourbée. (*Pl.* I, *fig.* 13). Cette espèce de cloche est construite avec un tube de verre creux fermé et un peu recourbé à l'une de ses extrémités. Elle est employée dans un grand nombre d'expériences sur le mercure pour calciner certaines substances dans un volume déterminé de gaz. On porte ces substances dans la partie courbe à l'aide d'une petite pince en fer qui s'ouvre avec facilité; on les place dans une petite cuiller de platine lorsqu'on cherche à recueillir le résultat, et on chauffe le tube avec la flamme d'une lampe à esprit de vin.

Cloche à robinet. C'est une cloche ordinaire de verre ou de cristal, ouverte supérieurement et garnie, comme le ballon à robinet, d'une virole en cuivre et d'un robinet de même métal. Elle est fréquemment employée dans les laboratoires pour faire passer les gaz, soit dans un ballon de verre ou des vessies également munies de robinet. Pour y parvenir, on fait le vide dans le ballon avec une machine pneumatique, on le visse ensuite sur le robinet de la cloche remplie de gaz, on ouvre les deux robinets, et l'on voit le liquide remonter dans la cloche à mesure que le gaz pénètre dans le ballon; en même temps on entend un sifflement. On juge que le ballon est rempli, quand on ne remarque plus l'ascension de l'eau dans la cloche, alors on la descend doucement jusquà l'établissement du niveau du liquide interieur, et l'on ferme dans cet état les deux robinets. Si l'on voulait remplir une vessie, on en exprimerait l'air par la pression et ensuite la succion ; du reste, on s'y prendrait comme pour remplir le ballon de verre.

Cornue (*Pl.* I, *fig.* 14). Vase distillatoire, pyriforme, dont le col assez long, est recourbé et fait un angle avec la partie renflée. Il y a trois parties distinctes dans une cornue : 1° la partie recourbée (*a*) porte le nom de col; 2° la partie supérieure (*b*) est appelée voûte, et la partie inférieure (*c*) est désignée sous le nom de panse ou ventre. Quelques-unes sont tubulées à la partie supérieure, et peuvent être tenues fermées avec un bouchon de cristal ou de liége. On les connait sous le nom de cornues tubulées. On les fait en verre, en terre cuite, en porcelaine, en platine, en argent, en fonte et en plomb. Celles qui sont construites en métal sont formées de trois parties qui peuvent s'ajuster à frottement les unes dans les autres (*voyez fig.* 15). Elles servent pour distiller les matières qui peuvent attaquer le verre ou le grès. Indépendamment de leur usage comme appareil distilla-

toire, elles sont employées pour exposer certaines substances à l'action d'une forte chaleur et obtenir les fluides élastiques qui se dégagent pendant cette calcination. Mais pour cette opération on se sert de cornues de grès ou de porcelaine, et afin d'empêcher qu'elles ne se brisent par le plus petit changement brusque de température, on les recouvre d'une couche de terre argileuse mélangée de sable, et qu'on laisse bien sécher. L'ouverture étroite du col permet d'y ajuster un bouchon de liége traversé par un tube de verre recourbé, de manière à pouvoir recevoir les gaz sous des cloches remplies d'eau ou de mercure. Dans la distillation qu'on fait avec une cornue, on ajuste à son col une alonge de verre qui va se rendre dans un ballon tubulé qu'on a soin d'entourer d'eau froide, ou de linges mouillés, pour condenser les vapeurs qui y arrivent (*voyez fig.* 16). Cet appareil est employé dans beaucoup d'opérations chimiques et pharmaceutiques.

Creuset. (*Pl.* I, *fig.* 15.) Vase de forme conique et quelquefois triangulaire, dans lequel on soumet les corps à l'action du calorique, dans l'intention de les fondre ou de les combiner entre eux. Les creusets qu'on emploie dans les laboratoires sont faits de terre ou de métal. On doit pour la confection des creusets de terre, faire usage de mélanges terreux infusibles ; tels que de l'argile et du sable purs, c'est-à-dire, privés autant que possible de terre calcaire qui déterminerait plus ou moins rapidement leur fusion ; pendant long-temps les creusets d'Allemagne seuls ont joui d'une réputation méritée par leur qualité réfractaire, aujourd'hui elle existe encore ; mais quelques fabricans français sont parvenus à les imiter dans ces derniers temps, et à livrer aux arts des creusets aussi bons que ceux que nous tirions de chez nos voisins. Quand on expose un creuset à l'action du feu dans un fourneau, on le place à une certaine distance de la grille sur un morceau de brique, ou un support en terre infusible d'un pouce à deux d'élévation ; on le recouvre de son couvercle qui doit être de la même nature que la substance du creuset, et on l'entoure de charbons allumés de manière à le tenir rouge dans toute sa hauteur aussi long-temps que cela est nécessaire. Si le creuset doit éprouver une haute température, comme cela arrive lorsqu'on le chauffe à un feu de forge alimenté par un soufflet, on lute avec un peu de terre infusible le couvercle avec le creuset, et celui-ci avec le support, afin d'empêcher qu'il ne se renverse pendant l'opération. Les creusets de métal sont en argent ou en platine, quelquefois mais rarement en or. Leur forme est cylindrique, ils sont d'un fréquent usage dans les laboratoires, surtout pour les recherches scientifiques, principalement les creusets de platine qui joignent à leur inaltérabilité et leur infusibilité à la chaleur de nos fourneaux, de n'être point attaqués par un grand nombre de substances. Pour la réduction de certaines mines ou oxides métalliques, on remplit les creusets de terre d'un mélange de charbon pulvérisé et d'une petite quantité d'argile détrempée dans l'eau. Lorsque ce mélange a été intro-

duit avec pression dans le creuset, et qu'il est sec, on pratique au milieu de cette masse solide une petite cavité d'un pouce à un pouce et demi de profondeur, sur 4 à 5 lignes de largeur. C'est dans cette cavité qu'on met la mine réduite en poudre. Les creusets ainsi préparés sont connus sous le nom de *Creusets brasqués*.

CUILLER à projection. (*Pl.* I, *fig.* 17.) Demi-sphère creuse en fer, attachée à l'extrémité d'une longue tige de même métal, employée pour chauffer certaines substances, ou les projeter dans des creusets de terre rougis au feu.

CUVE pneumatique à l'eau ou hydro-pneumatique. (*Pl.* I, *fig* 18.) Caisse rectangulaire en bois, doublée de plomb et remplie en partie d'eau, dont on se sert pour recueillir et transvaser les gaz. Elle est supportée par quatre pieds en bois. Un robinet est placé au bas de l'une des parois pour vider l'eau qu'elle renferme, lorsqu'elle est devenue malpropre par suite des opérations qu'on a faites. Une tablette en métal, percée de trous, glisse à volonté dans deux rainures métalliques, adaptées aux deux parois internes opposées. C'est sur cette tablette qu'on place les cloches remplies d'eau pour recueillir les gaz; on engage dessous les trous l'extrémité des tubes recourbés qui les conduisent à leur sortie des appareils. Un des trous de la tablette correspond à un entonnoir très-évasé, placé dessous (*fig.* 19), c'est à l'aide de cet entonnoir qu'on peut transvaser le gaz d'une cloche dans une autre, en engageant l'ouverture de la cloche qui en contient sous l'ouverture de l'entonnoir, et disposant au-dessus une cloche remplie d'eau.

Cuve à mercure, *ou hydrargiro-pneumatique.* Cette cuve est ordinairement un bloc rectangulaire, de pierre ou de marbre, creusé intérieurement et destiné à contenir du mercure; elle est pourvue d'une petite tablette comme la cuve à eau qui entre dans deux rainures faites dans les parois de la pierre ou du marbre. Une échancrure est pratiquée à la paroi supérieure de la cuve; elle est garnie d'une glace, au moyen de laquelle on peut observer la hauteur du mercure dans les tubes gradués qui servent à mesurer les gaz; et afin de pouvoir établir le niveau entre le mercure renfermé dans le tube gradué et celui de la cuve, on a creusé dans l'épaisseur de la pierre ou du marbre, un trou destiné à recevoir le tube, ce qui permet de l'enfoncer autant que cela est nécessaire. Mais il est préférable pour ces expériences de faire usage du petit appareil imaginé par M. Gay-Lussac, et dont nous donnons la description à l'article *Tube gradué*.

ELECTROPHORE. (*Pl.* I, *fig.* 20.) Instrument de physique qui sert à développer instantanément de l'électricité pour l'inflammation des gaz dans l'eudiomètre. Il est composé d'un gâteau de résine A qu'on frotte avec une peau de chat, et sur lequel on pose un disque métallique B isolé par un manche de verre C pour le soulever. Lorsqu'on veut charger ce plateau d'électricité, on frotte la résine avec la peau de chat bien sèche, on place le disque métallique dessus, et on touche avec un doigt la partie supérieure du disque. En retirant alors le doigt,

et soulevant ensuite le disque, on peut en tirer une étincelle électrique. (Voyez pour la théorie de cet instrument, les ouvrages de physique.)

Entonnoir. (*Pl.* I, *fig.* 21.) Vase creux conique, terminé par une douille plus ou moins longue, la plupart sont en verre, quelquefois aussi ils sont en métal (cuivre ou fer-blanc). On s'en sert pour transvaser les gaz et les liquides, ou pour filtrer. Dans ce dernier cas, on dispose dans leur intérieur une feuille de papier gris ou blanc non collé, pliée en forme d'éventail, et connue dans les laboratoires sous le nom de filtre, à cause de son usage. Quand on veut opérer une filtration avec des entonnoirs, on les pose sur un support comme la figure 21 le représente, et on met dessous des flacons ou des terrines pour recevoir le liquide filtré. La grandeur des entonnoirs est très-variable; ceux qui sont employés pour transvaser les gaz sur le mercure, sont plus petits que les autres, et ont une forme particulière, comme on peut le voir sur la figure A.

Éprouvettes. (*Pl.* II, *fig.* 1.) Petites cloches, de forme cylindrique, longues, faites en verre ou en cristal, quelquefois munies d'un pied, et employées pour l'essai des gaz et constater leurs principales propriétés, soit en les mettant en contact avec un corps enflammé, ou avec certains réactifs qui démontrent leur nature. On emploie souvent celles qui ont un pied, pour laisser déposer les substances qui sont en suspension dans les liquides et les examiner.

Étuve. C'est un lieu dont la température est plus élevée que celle de l'air ambiant et qui sert à opérer une évaporation lente des liquides faciles à altérer par le feu, ou à la dessiccation des substances solides, sans les exposer à une chaleur capable de les décomposer. Les étuves que l'on emploie dans les arts, sont des chambres plus ou moins grandes, échauffées par des poêles de fonte, et dans lesquelles on peut entretenir une chaleur constante de 50 à 60 degrés. On range, sur des tablettes disposées en étages, les substances à dessécher. Dans les laboratoires, on se sert d'un petit appareil échauffé par la chaleur qui se dégage de la flamme d'un quinquet. Cet appareil, imaginé par M. d'Arcet, consiste dans une boîte rectangulaire, plus haute que large, faite en bois de chêne ou de sapin, et munie, au devant, d'une porte, à l'instar d'une armoire. (Voy. *pl.* II, *fig.* 2.)

Cette boîte est percée, au bas, d'un trou circulaire dans lequel on fait passer un tuyau de tôle, terminé en champignon A; c'est dans ce tuyau qu'on fait passer la cheminée de verre d'un quinquet à une branche B. Il existe, à différentes hauteurs, des trous CCC, d'un pouce de diamètre, que l'on peut tenir bouchés ou débouchés, suivant que l'on désire augmenter ou diminuer la chaleur de l'étuve, et on met les matières à évaporer ou à dessécher sur des grillages en laiton DDD, soutenus à une certaine distance les unes au-dessus des autres, par des tasseaux en bois. Cet appareil doit être placé verticalement contre un mur. Comme sa grandeur n'excède pas 1 pied de profondeur sur 3 ou 4 pieds de hauteur, on peut le sus-

pendre à un des coins du laboratoire.

Étuve à vapeur. Cette étuve consiste en plusieurs boîtes cylindriques de fer-blanc, dont les fonds se trouvent échauffés par de la vapeur d'eau qui les touche. On place les substances à dessécher dans les boîtes par couches minces et sur des carrés de papier. L'avantage que présente cette étuve est de ne jamais donner une température plus élevée que 100 degrés, puisque la vapeur d'eau, à la pression ordinaire de l'atmosphère, a constamment cette température. Cette étuve est employée souvent dans les recherches scientifiques.

Eudiomètre. (*Pl.* II, *fig.* 3.) Instrument dont on se sert dans les laboratoires de chimie, pour analyser les gaz, en les mêlant, soit avec de l'oxygène ou de l'hydrogène, et déterminant leur inflammation par une étincelle électrique. Il est formé par un tube de verre très-épais, fermé supérieurement par une virole en cuivre A ou en fer, à travers laquelle passe une tige de métal B, terminée par une boule à la partie supérieure, et récourbée à sa partie inférieure C. Cette tige est mastiquée, avec de la résine ou de la cire à cacheter, dans un tube de verre qui l'isole des parties métalliques environnantes. L'eudiomètre porte à sa partie inférieure une garniture de métal, qui s'ouvre à charnière et dans laquelle on a disposé une soupape pour laisser un passage au liquide, lors de la combinaison des gaz, et que leur condensation a lieu par l'étincelle électrique.

La figure 3, pl. II, représente un eudiomètre fermé et un autre ouvert, tel qu'il doit l'être lorsqu'on est prêt à y introduire les gaz, avec un petit entonnoir de verre. L'eudiomètre que l'on emploie pour les expériences sur l'eau est fait en laiton. Les garnitures doivent être en fer doux, quand l'eudiomètre doit servir pour la cuve à mercure, à cause de l'action de ce métal sur le laiton.

Quand on veut se servir de l'eudiomètre, on le remplit d'eau ou de mercure, ensuite on mesure les gaz dans un tube gradué et on les fait passer successivement, à l'aide d'un petit entonnoir dans l'eudiomètre. On ferme l'instrument, on essuie bien la garniture supérieure avec du papier joseph, et on la met en communication avec le sol, par une chaîne métallique, ou en la touchant simplement avec le doigt. Alors on approche de la boule B le disque de l'électrophore chargé d'électricité, ou une bouteille de Leyde chargée; il y a aussitôt production d'une vive lumière avec une légère secousse dues à la combinaison et à la condensation des gaz. On fait alors passer le résidu de la combustion dans le tube gradué, pour noter de quelle quantité a été l'absorption.

L'eudiomètre à mercure n'est point muni d'une soupape, comme celui à eau. On le ferme avec un obturateur qui peut se visser à la partie inférieure.

On emploie encore dans les laboratoires, d'autres appareils pour l'analyse de certains gaz; nous en avons parlé dans le cours de l'ouvrage.

Filtre. On appelle filtre tout ce qui peut servir à séparer des liquides les parties solides qui troublent leur transparence. On

en distingue de plusieurs sortes: il y en a qui sont faits avec du sable, du charbon, du verre pilé, de la toile, de la laine et du papier non collé.

Dans les laboratoires de chimie et de pharmacie, on emploie principalement les filtres de toile, de laine et de papier gris ou blanc non collé.

Les filtres de toile ou de laine consistent en un châssis de bois, garni de pointes en fer à ses quatre angles, et surmonté de quatre pieds. C'est sur ce châssis, et à l'aide des pointes qui y sont attachées, que l'on tend légèrement un morceau de toile ou de laine à travers lequel on fait passer les liquides pour les clarifier. Souvent on place sur ces tissus une ou plusieurs feuilles de papier joseph ou de papier gris non collé. Les filtres de laine ont encore une autre disposition; on fait avec un tissu de laine plus ou moins serré, une espèce de sac conique. On le tend par sa partie la plus évasée sur un châssis de bois, et l'on verse le liquide dedans, qui passe à travers les mailles du tissu et se clarifie des corps qui troublaient sa limpidité. Ce filtre de laine, usité dans les pharmacies, est connu sous le nom de *chausse*. C'est par ce moyen que les pharmaciens clarifient les sirops, etc.

Les filtres de papier sont aussi très-employés, surtout quand on n'a qu'une petite quantité de liquide à filtrer, on les forme avec un carré de papier plié en quatre parties égales, auquel on fait un grand nombre de divisions comme à un éventail en le plissant convenablement. Les plis sont rendus égaux en coupant le papier avec des ciseaux, alors on déplie le papier, on l'ouvre en rangeant de chaque côté les plis et on l'enfonce dans un entonnoir sec, de manière à ce que chacun des plis touche les parois dans toute leur longueur comme la figure 21 de la planche I, le représente.

Dans les arts, certaines pierres calcaires, poreuses, servent de filtres, c'est sur ce principe que sont fondées ces fontaines filtrantes, dont l'usage s'est établi dans les maisons depuis quelques années. Une couche plus ou moins épaisse de charbon pulvérisé, jouit, indépendamment de cette propriété, d'absorber les odeurs fetides et les matières colorantes que contiennent les liquides.

Fioles. (*Pl.* II *fig.* 4.) Petites bouteilles de verre, minces et qui peuvent être exposées directement à l'action du feu sans se briser. Elles sont très-employées dans les laboratoires de chimie pour faire certaines réactions, obtenir des gaz, en adaptant à leur col un bouchon qui laisse passer un tube de verre recourbé. Dans les pharmacies elles servent à contenir les loocks, les émulsions, les potions, et les apozèmes qu'on administre aux malades.

Flacon. (*Pl.* II, *fig.* 5.) Vase cylindrique en verre ou en cristal, bouché par le fond comme une bouteille, et terminé à la partie supérieure par un goulot court, dont les bords sont renversés. On les bouche avec un bouchon de liége. Ceux qui sont en cristal ont le fond plat, leur goulot est usé intérieurement avec de l'émeri ainsi que leur bouchon de cristal, ce qui permet de les fermer hermétiquement. Ils sont connus sous le nom de *flacons à*

l'émeri. C'est dans ces vases que l'on conserve les liquides très-volatils ainsi que les acides.

Plusieurs flacons sont munis de deux ou trois goulots ou tubulures placés les uns à côté des autres; on les connaît sous le nom de flacons tubulés, ou de Woulf. Ils sont employés pour faire passer le gaz d'un flacon dans un autre et en saturer les liquides qui se trouvent sur leur passage. Cet appareil que nous décrirons par la suite, est désigné sous le nom d'appareil de Woulf, son inventeur.

FOURNEAU. (*Pl.* II, *fig.* 6, 7, 8 et 9.) Instrument employé pour appliquer le calorique aux différentes substances. Les fourneaux ordinairement sont confectionnés en terre cuite, en briques ou en fonte. Leur forme et leur grandeur varient suivant l'usage auquel ils sont destinés.

La *fig.* 6 représente un fourneau simple semblable à celui qu'on voit dans les ménages, il est employé pour chauffer les liquides jusqu'à leur point d'ébullition, exposer les matières et les ballons à une chaleur modérée; pour cela on les place sur un triangle de fer à une certaine distance des charbons incandescens.

La *fig.* 7 montre un fourneau propre à l'évaporation. Son évasement permet de placer dessus une bassine ou une chaudière. Il est employé surtout dans les pharmacies. On distingue au moins trois parties dans un fourneau, savoir: 1° le foyer, où se place le combustible, il est muni d'une ouverture latérale qu'on peut boucher à volonté et qui sert à introduire le combustible; 2° d'une grille en terre, ou en fer forgé, sur laquelle on le place; 3° enfin, d'une cavité inférieure dans laquelle viennent tomber les cendres et qu'on appelle le *cendrier*. Cette partie est munie d'une porte en terre qu'on peut ouvrir à volonté pour le passage de l'air, afin d'activer plus ou moins fortement la combustion. La partie supérieure de ce fourneau doit porter des échancrures dans les parois même, pour ne pas intercepter le courant d'air lorsqu'on vient à placer une bassine dessus.

Fourneau à réverbère rond; *fig.* 8. Ce fourneau, dont l'usage est de faire réverbérer le calorique sur un point donné, afin de le porter à une haute température, est composé de trois parties, *voyez* 1, 2, 3. 1° Est le dôme ou réverbère terminé par une cheminée et servant à réfléchir la chaleur; on le surmonte quelquefois d'un tuyau en tôle pour augmenter le tirage. 2° Cette partie du fourneau est désignée par le nom de laboratoire; c'est dans celle-ci qu'on place les cornues qui doivent être exposées à l'action du calorique; on les asseoit sur des tringles en fer qui entrent dans les parois du fourneau; leur col sort par le trou circulaire. 3° Enfin au-dessous de cette partie se trouve le fourneau composé comme à l'ordinaire d'un foyer et d'un cendrier. On entoure toutes ces parties avec des bandes de fer tenues par des vis et des écrous afin de donner plus de solidité au fourneau.

Fourneau à réverbère long, *fig.* 9. Ce fourneau est formé seulement de deux parties, un dôme et un foyer. Il est destiné à chauffer des tubes de fer ou de porcelaine dans toute leur lon-

gueur. On les place pour cela dans deux échancrures pratiquées latéralement aux parois des deux parties, à l'endroit où elles s'ajustent l'une sur l'autre.

Les fourneaux que nous venons de décrire sont le plus généralement employés. Il en existe d'autres dont nous nous abstiendrons de parler ici. Nous dirons seulement que lorsqu'on veut exposer les corps à une très-haute température, on doit les placer dans un fourneau de forge, alimenté d'air par un soufflet. Ce fourneau doit être confectionné en briques réfractaires, unies entre elles par un ciment infusible. On met le corps qu'on veut soumettre à une forte chaleur dans un creuset de terre réfractaire, on ferme le creuset avec son couvercle qu'on assujettit avec un lut terreux, et on le dispose au centre du foyer sur un support terreux, qui l'isole à quelques pouces de la grille du fourneau. Lorsque toutes ces précautions sont prises, on jette d'abord des charbons allumés sur la grille, et on remplit le fourneau de charbon; ensuite on détermine un courant d'air à travers la masse du combustible en soufflant continuellement.

Fromage. —On donne ce nom dans les laboratoires à un petit cylindre de terre cuite réfractaire, d'un à deux pouces de hauteur sur deux, trois ou quatre pouces de largeur. Il est destiné à servir de base solide aux creusets qu'on chauffe dans les fourneaux en les posant dessus, et de les éloigner de la grille, afin qu'ils se trouvent plus élevés et mieux exposés à l'intensité de la chaleur produite.

LAMPE A ESPRIT-DE-VIN. (*Pl.* II, *fig.* 10.) C'est une lampe ordinaire, faite en métal, dans laquelle on met de l'esprit-de-vin au lieu d'huile, elle est très-employée dans les laboratoires, et la chaleur qu'elle produit est assez grande. La flamme de cette lampe jouit d'un avantage que n'ont pas les lampes ordinaires: c'est de ne pas déposer de noir de fumée sur les corps que l'on y tient plongés. On se sert particulièrement de cette lampe pour chauffer les cloches courbes sur le mercure dans l'analyse de certains gaz. Cette manière de chauffer a déjà trouvé quelques applications dans les arts économiques.

L'on fait encore usage dans les laboratoires d'une lampe à huile, comme en ont les souffleurs en émail, sur la flamme de laquelle on dirige un courant d'air par le moyen d'un soufflet. Cette lampe est employée pour ramollir le verre, le contourner, et le souder avec lui-même, en l'exposant sur le jet de la flamme; elle est par conséquent indispensable dans un laboratoire de chimie, où l'on a besoin à chaque instant de courber des tubes de verre pour les *appareils*. Lorsqu'on n'a point de lampe à sa disposition, on peut courber les tubes de verre en les plaçant dans la flamme qui sort par la cheminée d'un fourneau à réverbère rempli de charbon incandescent, ou bien en les entourant de quelques charbons allumés pour les chauffer jusqu'à leur ramollissement. Cette dernière manière de courber les tubes exige de l'habitude, sans laquelle on les déforme et on les aplatit; ce qui rend alors la courbure moins solide.

LINGOTIÈRE. (*Pl.* II, *fig.* 11 et

12.) Petit ustensile employé pour couler les substances métalliques fondues et les mouler en petits lingots cylindriques ou demi-cylindriques. La lingotière la plus simple de toutes est un morceau de métal muni d'un manche, sur la surface duquel on a pratiqué une cavité. C'est dans cette cavité qu'on coule les matières fondues. Il est essentiel qu'elle soit bien sèche et enduite d'une légère couche de graisse ou d'huile pour empêcher la substance fondue d'adhérer aux parois de la lingotière.

Dans les pharmacies, les lingotières sont formées de deux pièces carrées en fer ou en laiton, dans chacune desquelles on a pratiqué des cavités demi-cylindriques correspondantes, de manière à former par leur application l'une sur l'autre une cavité parfaitement cylindrique. On les réunit ensemble par une attache métallique circulaire, pourvue d'une vis et d'un écrou. C'est dans ces lingotières qu'on coule le nitrate d'argent fondu sous la forme de petits cylindres, et qui sont alors connus en médecine sous le nom de pierre infernale.

Lut. Il est nécessaire, dans la plupart des expériences, de bien boucher les jointures des vases, pour empêcher la déperdition de certains gaz ou vapeurs. Plusieurs compositions sont employées pour cet objet, et connues vulgairement sous le nom de *lut*; il en existe un assez grand nombre. Les principaux sont ceux qui résultent du mélange de la pâte d'amandes avec la colle de farine; de l'argile cuite avec une huile siccative; de la chaux éteinte avec le blanc d'œuf; et de l'argile délayée avec une plus ou moins grande quantité de sable.

Le lut formé de pâte d'amandes et de colle, se prépare en broyant dans un mortier la colle avec la pâte, jusqu'à ce qu'il en résulte une masse solide. On applique ce lut sur les bouchons de liége qui ferment les ouvertures du vase. Il est employé dans beaucoup d'expériences, principalement dans celles où les gaz qui se dégagent ne peuvent altérer ni la substance du liége, ni celle du lut qui le recouvre. Dans le cas contraire, on fait usage d'un lut préparé avec l'argile calcinée et broyée, qu'on mélange peu à peu dans un mortier avec une quantité convenable d'huile de lin rendue plus siccative par la litharge. On recouvre ce lut de morceaux de parchemin mouillé qu'on ficelle bien, ou encore de linge trempé dans un mélange de blanc d'œuf et de chaux éteinte. Ce dernier lut s'applique aussi directement sur les jointures,

Quant au lut d'argile et de sable, on le fait avec de l'argile détrempée dans l'eau, à laquelle on ajoute du grès pulverisé. Il est appliqué en couches également épaisses sur les cornues et les tubes, afin de les préserver de l'action immédiate du feu. Ce lut doit être séché très-lentement, afin d'éviter qu'il se gerce.

Matras. (*Pl.* II, *fig.* 13.) Les matras sont des vases de verre à long col, de forme sphérique ou ovoïde, destinés ou à faire des digestions ou macérations de substances médicamenteuses, ou à la préparation de certains produits gazeux. Ils sont très-employés dans les laboratoires de pharmacie pour le premier usage: leur capacité peut être de 10 à 15

litres, ce qui permet de faire réagir une assez grande quantité de liquide. On place au fond des matras les substances que l'on veut faire digérer ou macérer, après les avoir incisées ou réduites en poudre si elles peuvent supporter cette division; ensuite on verse par-dessus le liquide qui doit s'emparer de quelques-uns des principes qui y sont contenus; lorsqu'on doit faire intervenir le calorique pour cette opération, on expose les matras à une chaleur douce et graduée sur des bains de sable. Le col du matras doit être fermé d'un parchemin qu'on y a ficelé, et qui a été percé de quelques trous avec une épingle, afin d'empêcher une trop grande évaporation, surtout lorsqu'on emploie des liquides très-volatils. Leur forme est très-variable, comme on peut le voir sur la fig. 13. Ceux qui sont ovoïdes sont employés pour faire des dissolutions métalliques, ceux à fond plat pour volatiliser et sublimer certains composés chimiques.

Mortier. (*Pl.* II, *fig.* 14.) On donne le nom de mortier à un vaisseau creux employé pour contenir les substances que l'on désire concasser ou réduire en poudre. C'est à l'aide d'un pilon que l'on soulève et que l'on fait retomber alternativement sur la substance placée au fond de la cavité du mortier, que l'on pratique cette opération. La forme et la grandeur des mortiers varient: ils sont ordinairement en fonte, en fer tourné, en bronze, en marbre, en verre, en porcelaine ou en agate. Les derniers sont surtout employés dans les laboratoires de chimie, pour pulvériser les corps durs par trituration. Les pilons sont de la même nature que les mortiers, à l'exception des mortiers de marbre qui ont des pilons en bois dur, tel que le buis. Il n'est pas indifférent de faire usage de tel ou tel mortier, puisqu'il existe des substances qui peuvent exercer une action chimique sur la substance qui le forme. En général, quand on pulvérise dans un mortier une substance dont la poussière peut se répandre dans l'air par suite du mouvement imprimé au pilon, et surtout que cette poussière peut devenir nuisible à la santé, lorsqu'elle se trouve en suspension dans l'air qu'on respire, on couvre le mortier d'une peau de mouton qu'on lie autour du mortier et qui est percée à son centre, afin de laisser un passage au pilon. Dans les pharmacies, on emploie très-fréquemment cette méthode pour pulvériser les substances médicamenteuses.

La fig. 14 de la planche II représente des mortiers de différentes formes 1 et 2. Les chiffres 3 et 4 montrent un mortier de marbre et son pilon.

Pèse-liqueurs, pèse-sels, pèse-sirops, pèse-acides (*Pl.* II, *fig.* 15). On donne ce nom à un petit instrument fait de verre ou de métal, employé dans les laboratoires et dans les manufactures, pour connaître approximativement la concentration des liquides. Sa forme est celle d'un tube cylindrique creux, renflé à sa partie inférieure, et contenant en ce point un corps lourd, tel que du mercure ou de la grenaille de plomb, de manière à le lester et le tenir verticalement quand on vient à le plonger dans un liquide. C'est sur la longueur

du tube qu'on applique une échelle divisée en parties correspondantes entre elles. Ces divisions ne sont pas les mêmes pour un liquide plus lourd ou plus léger que l'eau prise pour comparaison. Aussi en construit-on pour ces deux usages dans les arts. Pour les liquides plus denses que l'eau, le zéro de l'échelle est à la partie supérieure du tube, c'est jusqu'à ce point que l'instrument doit s'enfoncer dans l'eau distillée, à la température ordinaire; et il plongera d'autant moins dans un liquide que celui-ci sera plus pesant que l'eau distillée. L'inverse a lieu pour les liquides plus légers que l'eau ; le zéro se trouve à la partie inférieure de la tige graduée. L'on conçoit que cela doit être ainsi, puisqu'alors l'instrument plongera d'autant plus que le liquide sera plus léger que l'eau. Nous renvoyons aux traités de physique pour sa construction. Quand on veut peser un liquide, on en met dans une éprouvette de verre, jusqu'à un pouce environ du bord supérieur, et on y plonge l'instrument; on note avec soin à quel point de la division la surface du liquide correspond, ce qui indique son degré. Il est essentiel que le liquide ne soit point échauffé, car sa densité serait diminuée par l'effet de la dilatation. Ces instrumens sont encore connus sous les noms très-impropres d'aréomètres. M. Gay-Lussac en a perfectionné dernièrement un pour mesurer l'alcool et qui indique la quantité absolue d'alcool pur dans les eaux-de-vie ou esprits du commerce. Cet instrument porte le nom d'alcoomètre Chaque degré exprime un centième d'alcool pur, en sorte que l'instrument plonge jusqu'à la division 100 dans ce liquide pur. Il est d'une grande utilité pour pouvoir lever d'une manière exacte le droit d'entrée sur les liquides spiritueux. Cependant cet instrument n'est pas à l'abri des erreurs inévitables dues à la température; aussi l'auteur a-t-il publié et annexé à son instrument un grand nombre de tables pour faire les corrections convenables.

PINCES. (*Pl.* II, *fig.* 15. On en connaît de plusieurs sortes. Les unes sont employées à saisir les charbons et les arranger dans les foyers des fourneaux ; elles sont formées simplement de deux branches droites en fer forgé qui s'ouvrent comme une paire de ciseaux. Les autres, comme on le voit sur la figure, sont recourbées à leur extrémité, et terminées par deux arcs de cercle destinés à saisir les creusets. lorsqu'on veut les retirer du foyer sans les renverser. Il en existe aussi dont les deux extrémités supérieures portent deux cavités qui peuvent s'appliquer exactement l'une sur l'autre, et dans lesquelles on loge les substances solides que l'on veut introduire dans des cloches courbes pour les chauffer dans un gaz. Leurs branches peuvent s'écarter à l'aide d'un ressort placé à la partie inférieure que l'on peut comprimer avec les doigts sans beaucoup de difficulté.

PIPETTE. (*Pl.* II, *fig.* 17.) La pipette est un petit instrument de verre qui consiste en une boule de verre à laquelle sont soudés deux tubes de verre cylindriques, savoir : l'un inférieur effilé en une pointe que l'on plonge dans le liquide que l'on

doit aspirer, l'autre supérieur, recourbé à angle droit; c'est l'extrémité de ce tube que l'on met dans la bouche pour aspirer l'air de la boule et la remplir de liquide; par ce moyen, lorsqu'elle en est remplie, on bouche l'ouverture avec la langue, et on retire la pipette sans que le liquide qui y a été introduit par l'aspiration de l'air ne tombe. Pour le laisser écouler ensuite on retire la langue, et le liquide ne tarde pas à se précipiter. On emploie souvent ce mode de décantation dans les laboratoires de chimie, pour soutirer une liqueur d'un dépôt qui s'y est formé et que l'on veut recueillir.

PORPHYRE. (*Pl.* II, *fig.* 17 *bis*). On donne ce nom à une table faite en porphyre, en granit ou en toute autre pierre dure, sur laquelle on opère la pulvérisation des corps par frottement. Pour exécuter cette opération, on place la substance sur la table, après l'avoir déjà en partie réduite en poudre dans les mortiers, et on la frotte plus ou moins longtemps avec une molette, espèce de bloc pierreux, de la même nature que la table, et parfaitement dressé sur une de ses faces.

Cette opération, qui a pour but de diviser en poudre impalpable les corps les plus durs, est connue sous le nom de porphyrisation. Elle se pratique tantôt sur les substances sèches, tantôt après les avoir mêlées avec une certaine quantité d'eau pour en faire une pâte liquide. Dans tous les cas, la matière qu'on porphyrise venant à s'étendre sur toute la surface de la table et de la molette, par suite du mouvement circulaire qui a lieu pendant la trituration, on la détache de temps en temps avec un couteau de fer flexible ou d'ivoire, et on la rassemble au centre, pour la triturer un grand nombre de fois, jusqu'à ce qu'elle ait acquis le degré de ténuité qu'on désire. Dans quelques circonstances on emploie des porphyres dont la table et la molette sont en verre dépoli; mais ils ne peuvent servir que pour la division des corps peu durs.

SYPHON. (*Pl.* II, *fig.* 18.) On donne ce nom à un instrument destiné à soutirer les liquides des précipités ou dépôts qu'ils renferment, ou à les transvaser sans déplacement des vases où ils sont contenus. Ces instrumens sont formés de différentes matières et ont différentes formes, ceux qui sont en usage dans les laboratoires de chimie ou de pharmacie sont faits en verre. Le plus simple de ces instrumens est, *fig.* 18, nº 1, un tube de verre recourbé, dont les deux branches sont d'inégale longueur. Pour s'en servir on plonge la courte branche A dans le liquide qu'on veut décanter, et on aspire l'air avec la bouche par l'autre branche B, jusqu'à ce qu'elle soit presque remplie de liquide. Alors en cessant d'aspirer, le liquide continue de couler. Comme en opérant ainsi, il est difficile de ne pas laisser pénétrer une petite portion du liquide dans la bouche et que parfois certains liquides qu'on soutire pourraient avoir une action nuisible sur cet organe, on s'y prend d'une autre manière; on remplit le syphon avec une partie du liquide qu'on veut décanter, on bouche ensuite la longue branche avec le doigt, et on plonge l'autre dans le liquide. En retirant alors

le doigt, l'écoulement a lieu. On appelle cette opération amorcer le syphon.

On donne une autre disposition au syphon en soudant latéralement à sa longue branche un petit tube recourbé en S, par l'extrémité duquel on opère la succion de l'air, après avoir toutefois bouché l'ouverture de la longue branche avec le doigt et placé l'autre dans le liquide. Ce dernier syphon est très-employé dans les laboratoires pour transvaser des liqueurs acides et caustiques. Dans les arts, on fabrique ces syphons en fer-blanc ou en cuivre.

Tamis. (*Pl.* II, *fig.* 19.) On donne ce nom à un tissu de soie, de crin ou de fils métalliques, tendu au moyen de deux cylindres de bois s'emboîtant l'un dans l'autre. Son usage est de séparer les poudres plus fines des poudres les plus grossières. Il y en a par conséquent de toute grandeur et de finesse différente. On place sur le tamis la substance qui a été pilée ou broyée dans un mortier, et on secoue légèrement le tamis pour faire tomber la poussière fine, qui passe à travers les mailles du tissu et est reçue sur des toiles ou des feuilles de papier étendues. Lorsque la substance qu'on veut tamiser est susceptible de se répandre dans l'air à cause de sa ténuité, et que la poussière qui en résulte peut devenir nuisible à ceux qui respirent l'air qui en tient en suspension, on doit prendre les plus grandes précautions dans le tamisage. Alors on entoure la bouche et le nez d'un mouchoir plié en plusieurs doubles, afin d'éviter que la poudre ne pénètre dans ces cavités, ou plutôt on se sert d'un tamis muni d'un couvercle et d'un double fond fermé par une peau dans lequel vient se rendre la poussière tamisée. A est un tamis simple, B un tamis recouvert de son couvercle et adapté à un cylindre inférieur qui prend le nom de fond.

Terrine. (*Pl.* II, *fig.* 20.) Vase conique fait en grès ou en terre cuite vernissée, muni parfois d'un goulot. Les terrines en grès sont très-employées pour recueillir les différens liquides et les faire cristalliser après leur concentration par la chaleur. On s'en sert aussi quelquefois pour recueillir les gaz sous l'eau en engageant l'extrémité du tube sous un godet de terre très-évasé, percé d'un trou à son fond, et échancré sur le côté de manière à remplacer l'entonnoir ou la tablette de la cuve pneumatique.

Têt. (*Pl.* II, *fig.* 20 *bis.*) Espèce de capsule en terre argileuse commune, dans laquelle on calcine à l'air libre toutes sortes de substances organiques ou inorganiques.

Thermomètre. Instrument propre à mesurer le calorique, et qui est fondé sur la dilatation des corps par cet agent. Les plus employés sont les thermomètres à mercure. On s'en sert non-seulement pour connaître le point de fusion et de volatilisation des corps, mais encore pour réduire par le calcul le volume des gaz à une même température.

Cette réduction, indispensable dans toutes les opérations où l'on opère sur les fluides élastiques, se déduit facilement de la connaissance de la dilatation des gaz, pour chaque degré du thermomètre centigrade. Cette dilatation est de 1/267, ou plus

exactement de 0,00375 pour chaque degré. Par conséquent, connaissant le volume d'un gaz à une certaine température au-dessus de 0, il devient facile de connaître celui qu'il aurait à 0.

Supposons 1000 centimètres cubes de gaz à + 15. Il serait facile d'évaluer leur volume à 0, en établissant la proportion suivante:

$267+15:267::1000:x=946,^{cc}80.$

D'après le calcul on trouverait $946^{cc},80$ pour le volume du gaz à 0.

Tube. (*Pl.* II, *fig.* 21.) Les tubes sont des tuyaux cylindriques plus ou moins longs, formés de différentes substances. Les plus employés sont de fer, de porcelaine et de verre. Les canons de fusil déculassés sont souvent mis en usage dans beaucoup d'expériences; lorsque ceux-ci sont destinés à supporter une haute température, on les recouvre d'un lut formé de sable et d'argile, afin d'empêcher qu'ils ne se déforment par la chaleur ou qu'ils ne fondent par suite de leur contact avec le charbon qui s'y combine.

Les tubes de porcelaine sont d'un usage fréquent dans les laboratoires: ils doivent être vernis dans leur intérieur et recouverts d'un lut terreux pour les préserver des changemens trop subits dans la température qui pourraient les faire briser. Leur grosseur et leur grandeur varient comme leur forme: il y en a qui sont légèrement courbés, d'autres qui sont bifurqués à l'une de leurs extrémités (*fig* 21). Ces tubes, que l'on place horizontalement dans un fourneau à réverbère long, sont destinés à exposer à l'action d'une forte chaleur les gaz et les liquides, ou encore à faire réagir certains gaz sur des corps solides, soit pour les combiner, soit pour les décomposer. Pour cela on adapte à l'une des embouchures du tube de porcelaine un tube de verre qui amène le gaz de l'appareil qui le produit, ou d'un réservoir qui le contient et d'où on peut le faire sortir par la pression.

Les tubes de verre sont aussi très-employés et d'un usage indispensable. La facilité avec laquelle la matière dont ils sont faits se ramollit par la chaleur, les différentes formes auxquelles ils peuvent se plier, rendent ces tubes fort utiles pour la plupart des expériences de chimie. Il faut joindre à cette propriété celle que possède le verre d'être *transparent* et inattaquable par beaucoup de substances, ce qui permet de voir les phénomènes qui se produisent par la réaction des corps mis en contact.

Les tubes de verre creux se recourbent et se contournent en tous sens, en les exposant à la flamme d'une lampe sur laquelle on dirige un courant d'air venant d'un soufflet, comme cela se pratique pour la lampe des émailleurs. Le verre ne tarde pas à se ramollir, et cède aisément à l'effort que l'on fait pour le courber. Lorsqu'on n'a pas de lampe à sa disposition, on peut recourber les tubes de verre en entourant la partie qui doit être recourbée avec des charbons incandescens, et excitant une combustion plus vive, soit avec un soufflet ou avec l'air que l'on fait sortir de la bouche.

Tubes gradués. (*Pl.* II. *fig.* 22.) On donne ce nom à des tu-

bes de verre ou de cristal fermés par un bout, de la grosseur du petit doigt et aussi cylindrique que possible, sur la paroi desquels on a gravé une division en parties égales. Ces tubes sont destinés à mesurer les gaz que l'on veut combiner ou faire réagir ensemble. Dans l'évaluation du volume d'un gaz, il faut avoir la précaution de faire coïncider la surface du liquide contenu dans le tube avec celle du liquide de la cuve ou de la cloche où l'on opère, afin que le volume ne soit pas altéré par une diminution ni une augmentation de pression. Il est encore nécessaire, dans les expériences où l'on désire apporter de l'exactitude, de ne point toucher directement avec les doigts le tube gradué, pour ne pas l'échauffer et dilater le gaz qu'il renferme. On saisit le tube avec un papier plié, et on l'élève ou le baisse le plus verticalement possible pour établir les deux niveaux. Il est préférable, comme M. Gay-Lussac l'a indiqué, de tenir le tube gradué dans une position verticale, au moyen d'un petit support en bois qui glisse le long d'une règle, et qu'on peut arrêter dans sa course par la pression qu'exerce une vis sur cette règle. (*Voy.* fig. 22.) De cette manière, on peut connaître d'une manière rigoureuse le volume d'un gaz, sans courir le risque qu'il soit dilaté par la chaleur de la main, lorsqu'on tient le tube avec les doigts.

Tubes de sûreté. (Pl. II, fig. 23.) Ces tubes ont pour objet d'empêcher l'absorption qui aurait lieu dans un vase qui communiquerait avec un autre par suite de la condensation du gaz ou de la vapeur qu'il renferme. Cet effet est dû à la pression de l'air qui tend à remplir l'espace vide qui se forme dans cette circonstance. Les tubes qu'on emploie ordinairement pour s'y opposer sont munis d'une boule à moitié remplie d'eau ou de mercure, et communiquant avec un tube vertical surmonté d'un entonnoir; c'est par ce tube que l'air rentre dans les appareils. On leur donne différentes formes, comme on peut le voir sur la figure.

Valet. On appelle de ce nom des nattes de paille tressées en couronne, sur lesquelles on pose les ballons et les matras.

Verres. (*Pl.* II, *fig.* 24.) Dans la plupart des expériences de chimie, lorsqu'on veut faire réagir certaines substances entre elles, et que ces substances sont liquides, on les mêle dans des verres à pied ayant la forme d'un calice. C'est dans ces sortes de vase qu'on essaie l'action des réactifs. On agite alors les liquides qu'on y verse avec des baguettes de verre de 7 à 8 pouces de hauteur, bouchées à leurs deux extrémités.

Vessies. (*Pl.* II, *fig.* 25.) Dans les laboratoires, on se sert de vessies munies de robinet, pour renfermer les gaz qu'on veut faire passer à travers des tubes de porcelaine exposés à une température plus ou moins élevée. Pour remplir une vessie de gaz, on en exprime tout l'air par la pression, et on en aspire les dernières portions avec la bouche; ensuite on visse son robinet sur celui d'une cloche placée sur la cuve à eau, et renfermant le gaz qu'on veut introduire; cela étant fait, on ouvre les deux robinets, et on enfonce peu à peu la cloche dans l'eau de

la cuve ; le gaz, ainsi pressé par l'eau, s'introduit avec un léger sifflement dans la vessie et la gonfle.

Appareils chimiques. *Théorie des tubes de sûreté.* On donne le nom d'appareil à la disposition convenable des vases et ustensiles pour l'exécution des différentes opérations chimiques. Le but qu'on se propose dans toutes ces opérations est d'obtenir et de recueillir des corps sur lesquels on opère, un ou plusieurs de leurs élémens ou composés. A cet effet on dispose les choses de manière à isoler la matière sur laquelle on réagit, en la plaçant dans un vase particulier et établissant une communication, au moyen de tubes recourbés, entre celui-ci et le vase ou les vases où doit se rendre le produit, comme on peut le voir sur les figures 1, 2, 3, 4, 5, 6, planche III.

Mais comme par suite des réactions qui ont lieu dans ces différens appareils; l'air que renferment ces vases se trouve ou dilaté par la chaleur à laquelle ils sont exposés, ou chassé par les nouveaux produits gazeux qui sont mis en liberté, il se dégage d'abord par cette pression intérieure qui se manifeste. Si l'appareil vient à se refroidir par l'abaissement seul de la température, la portion de gaz qui était très-dilatée se contractera; sa force élastique qui l'emportait sur celle de l'air extérieur venant à diminuer, celle de l'air deviendra plus grande et s'exercera alors en tous les sens; celle-ci agira sur la couche de liquide dans laquelle plongent les tubes et forcera le liquide à passer d'un vase dans l'autre. Cet effet sera bien plus prompt si le produit qui a été dégagé est à l'état de vapeur ou très-soluble dans l'eau; à mesure que sa condensation ou sa dissolution s'opérera, l'équilibre ne pouvant plus exister entre la pression intérieure et celle extérieure, cette dernière déterminera l'ascension du liquide dans les vases et leur mélange. Dès-lors le but de l'opération serait manqué.

C'est pour obvier à ces effets de la pression de l'air, qu'on fait usage, dans les appareils, de tubes particuliers désignés sous le nom de tubes de sûreté.

Voici sur quel principe leur application est fondée :

Si l'on suppose (fig. 1, pl. III) une cornue de verre contenant une petite quantité d'*éther sulfurique*, et communiquant au moyen d'un tube recourbé avec un vase à moitié rempli d'eau, et qu'on vienne à la chauffer peu à peu de manière à faire bouillir l'éther; d'abord l'air dilaté et la portion de vapeur d'éther qui se sera formée, pressant davantage sur la couche de liquide qui est au-dessus de l'ouverture du tube, se dégageront jusqu'à ce que la pression intérieure soit en équilibre avec celle de l'air extérieur. Mais si on suspend le dégagement en laissant refroidir la cornue, la vapeur qu'elle contenait venant à se condenser, sa pression diminuera et deviendra moindre que celle de l'air; alors ce dernier en pressant fera remonter l'eau par le tube dans la cornue, et produira le phénomène qu'on désigne sous le nom d'absorption.

On empêchera cette absorption d'avoir lieu en plaçant au col de la cornue un tube recourbé por-

tant une boule à moitié remplie d'eau ou de mercure (*voyez* pl. III, fig. 2). Par cette disposition, l'on voit que si le gaz contenu dans la cornue se condense, l'air pressera également sur l'orifice B du tube qui plonge dans l'eau, et sur celle A qui est dans l'air. Cette pression déterminera l'eau à s'élever dans le tube par l'ouverture B, d'une quantité égale à celle dont elle s'abaissera dans le tube A, au-dessous du niveau de l'eau que renferme la boule. Lorsque l'air, par l'effet de sa pression, aura chassé tout le liquide dans la boule, et qu'il sera parvenu en C; en raison de sa légèreté, il traversera l'eau de la boule et s'introduira sous la forme de bulles et peu à peu dans la cornue; de cette manière l'eau du vase ne parviendra jamais dans la cornue, elle s'élèvera tout au plus à quelques pouces au-dessus de son niveau dans le tube B.

Ces appareils ont des formes différentes (*voyez* figures 3 et 4). Il est évident, par l'inspection de la figure n. 3. qu'avec un appareil semblable à celui qu'elle représente, on ne pourrait éviter l'absorption du liquide du deuxième flacon dans le premier, et de celui-ci dans la cornue, puisque les tubes plongent dans l'eau et que la pression de l'air ne pourrait s'exercer que sur la surface du liquide contenu dans l'éprouvette A, qui est la seule en contact avec l'air libre.

En modifiant cette disposition de manière à ce que le tube qui communique à la cornue ne plonge pas dans l'eau du premier flacon (*voyez* planche III, fig. 4), et que celui-ci porte un tube droit intermédiaire A B, ouvert par les deux bouts, et plongeant d'une petite quantité dans le liquide, on évite l'absorption. Le tube droit AB fait ici fonction de tube à boule. C'est par ses ouvertures que l'air rentre dans les vases.

Les figures 5 et 6 font voir des appareils plus compliqués dont la théorie est absolument la même. Celui représenté fig. 6 est fréquemment employé dans les laboratoires pour préparer la solution des gaz dans l'eau. On le connaît sous le nom d'appareil de Woulf; il joint à une plus grande simplicité l'avantage d'éviter l'emploi des tubes à boule, qui sont plus embarrassans à manier, et plus sujets à être brisés.

SYNONYMIE CHIMIQUE

DES PRINCIPAUX CORPS SIMPLES ET DE LEURS COMPOSÉS USITÉS, D'APRÈS LES NOMENCLATURES FRANÇAISE, SUÉDOISE ET ALLEMANDE.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Acétates...........	Acétates...........	Sels acéteux.
Acétate d'ammoniaque.............	Acétate ammonique.	Sel acéteux ammoniacal. Esprit de minderérus.
Acétate d'alumine..	Acétate aluminique	Sel acéteux d'argile.
Acétate de potasse..	Acétate potassique..	Terre foliée du tartre. Terre foliée végétale.
Acétate de soude...	Acétate sodique....	Terre foliée minérale.
Protoacétate de fer.	Acétate ferreux....	Sel acéteux martial.
Peracétate de fer...	Acétate ferrique....	
Sous deutoacétate de cuivre........	Acétate bicuivrique	Verdet. Vert-de-gris.
Deutoacétate de cuivre.............	Acétate cuivrique..	Verdet cristallisé. Cristaux de Vénus.
Protoacétate de mercure.	Acétate mercureux..	Terre foliée mercurielle.
Deutoacétate de mercure	Acétate mercurique.	
Protoacétate de plomb...........	Acétate plombique..	Sucre de Saturne, sel de Saturne, sucre de plomb.
Protoacétate de plomb tribasique.	Acétate triplombique.............	Vinaigre de Saturne. Extrait de Saturne.
Acide acétique.....	Acide acétique.....	Vinaigre radical. Esprit de Vénus.
Acide acétique faible	....	Acide acéteux.
Acide arsénieux....	.......Idem.......	Arsenic blanc. Oxide blanc d'arsenic. Mort aux rats.
Acide arsénique....	.......Idem......	Acide arsenical.
——benzoïque. ..	.......Idem.......	Acide bensonique. Sel de benjoin. Fleurs de benjoin.
——borique.	.......Idem.......	Acide boracin. Acide boracique. Sel sédatif de Homberg. Sel volatil narcotique de vitriol.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Acide carbonique..	.......Idem..	Acide aérien. Acide crayeux. Air fixe. Air méphitique.
——citrique.	... ...Idem.......	Acide citronien. Suc de citron.
——formique....	.......Idem... ...	Acide des fourmis.
Acide hydrobromique ou bromhydrique.	Bromide hydrique..	
Acide hydrochlorique ou chlorhydrique.	Chloride hydrique..	Esprit de sel fumant. Acide du sel. Acide marin. Acide muriatique.
Acide hydrofluorique ou fluorhydrique............	Fluoride hydrique..	Acide spathique. Acide fluorique.
Acide hydriodique ou iodhydrique ..	Iodide hydrique....	Inconnu des anciens.
Acide hydrocyamique ou cyanhydrique............	Cyanide hydrique..	Acide prussique.
Acide hydrosulfurique ou sulfhydrique............	Sulfide hydrique...	Gaz hépatique. Gaz hydrogène sulfuré.
Acide hydrosélénique ou sélénhydrique............	Sélénide hydrique..	
Acide manganésique.	Acide manganique..	Inconnus.
Acide permanganésique....	Acide oximanganique............	
Acide nitrique ou azotique.........	.......Idem.......	Esprit de nitre. Acide nitreux Acide nitreux fumant. Eau forte.
Acide nitreux ou azoteux..........	.. ....Idem.......	Inconnu des anciens.
Acide succinique...	.......Idem.......	Sel de succin. Sel volatil de succin. Acide du succin.
Acide sulfurique...	... ...Idem.......	Acide du soufre. Acide vitriolique. Huile de vitriol.
Acide sulfureux....	.......Idem.......	Gaz sulfureux volatil.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Acide tartrique....	.......Idem.......	Acide du tartre. Acide tartarique. Acide tartareux.
Alcool..........	.......Idem.......	Esprit de vin.
Ammoniaque ou azoture d'hydrogène.	Oxide d'ammonium.	Alcali volatil. Alcali fluor. Esprit de sel ammoniac. Air alcalin.
Antimoine.........	.......Idem.......	Régule d'antimoine.
Argent.......... .	......Idem.......	Diane ou lune.
Azote.............	Nitrogène	Air phlogistiqué. Gaz phogistiqué. Mofette atmosphérique
Brômures.........	Bromides et brômures..............	Inconnus.
Carbonate d'ammoniaque..	Carbonate ammonique.............	Alcali volatil concret. Sel volatil d'Angleterre, Sel volatil de corne de cerf. Sel ammoniacal crayeux. Sous carbonate d'ammoniaque.
Carbonate de chaux.	Carbonate calcique.	Craie. Spath calcaire.
Carbonate de magnésie..........	Carbonate magnésique.............	Magnésie blanche. Magnésie aérée. Magnésie effervescente
Carbonate de potasse............	Carbonate potassique.............	Alcali fixe du tartre. Alkaest de Vanhelmont. Sel de tartre. Alcali effervescent. Nitre fixé par le charbon. Tartre crayeux.
Carbonate de plomb.	Carbonate plombique............	Céruse. Blanc de plomb.
Carbonate de soude.	Carbonate sodique..	Soude aérée. Alcali fixe minéral. Sel de soude.
Carbone..........	.......Idem......	Charbon pur.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE allemande et suédoise.	NOMS anciens et vulgaires.
Chlore............	.......Idem.......	Acide marin déphlogistiqué. Acide muriatique oxigéné. Acide oximuriatique.
Chlorures.........	Chlorides et chlorures............	Muriates.
Protochlorure d'antimoine.........	Chlorure antimonique............	Beurre d'antimoine. Muriate d'antimoine sublimé.
Deutochlorure d'antimoine.........	Chloride antimonique............	
Chlorure d'argent..	Chlorureargentique.	Lune cornée. Muriate d'argent.
Protochlorure d'étain............	Chlorure stanneux..	Sel d'étain. Muriate d'étain.
Deutochlorure d'étain............	Chlorure stannique.	Liqueur fumante de Libavius. Muriate oxigéné d'étain.
Chlorure de chaux ou chlorite de chaux...........	Chlorite calcique...	Oximuriate de chaux. Muriate oxigéné de chaux. Poudre de Tennant. Poudre de blanchiment.
Protochlorure de mercure.........	Chlorure mercureux.	Aquila alba. Panacée mercurielle. Mercure doux. Calomel. Muriate de mercure doux. Précipité blanc.
Deutochlorure de mercure.........	Chlorure mercurique............	Sublimé corrosif. Muriate oxigéné de mercure. Oximuriate de mercure Muriate corrosif de mercure.
Protochlorure d'or.	Chlorure aureux...	Inconnu.
Deutochlorure d'or.	Chlorure aurique...	Muriate d'or. Nitromuriate d'or.
Chlorure de potassium............	Chlorure potassique.	Sel fébrifuge de Sylvius. Muriate de potasse.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Chlorure de sodium.	Chlorure sodique...	Sel commun. Sel marin. Muriate de soude.
Chlorates.........	Chlorates..........	Muriates sur oxigénés.
Chlorites...... ...	Chlorites.........	Chlorures d'oxides.
Chlorite de potasse.	Chlorite potassique.	Eau de javelle. Muriate oxigéné de potasse. Chlorure de potasse. Chlorure d'oxide de potassium.
Chlorite de soude..	Chlorite sodique...	Muriate oxigéné de soude. Chlorure de soude. Liqueur de Labarraque.
Cyanure de fer et de potassium	Cyanure ferroso potassique.........	Alcali phlogistiqué. Alcali prussien, Prussiate de potasse. Hydroferrocyanate de potasse.
Cyanure ferroso ferrique..........	.....Idem.......	Bleu de Prusse. Prussiate de fer. Hydroferrocyanate de fer.
Cyanure de mercure.	Cyanure mercurique	Prussiate de mercure.
Cuivre...........	.......Idem.......	Vénus.
Eau { protoxide d'hydrogène.. }	Oxide hydrique....	Eau.
Eau oxigénée ou deutoxide d'hydrogène.........	Suroxide hydrique..	Inconnu des anciens.
Etain.............	.......Idem.......	Jupiter.
Fer...............	.......Idem.......	Mars.
Fluorures..........	Fluorides et fluorures..........	Fluates.
Hydrochlorate d'ammoniaque ou chlorhydrate d'ammoniaque	Chlorure ammonique..........	Sel ammoniac. Muriate d'ammoniaque.
Hydrosulfate d'ammoniaque ou sulfhydrate d'ammoniaque.	Sulfhydrate ammonique.	Hydrosulfure d'ammoniaque. *Idem* sulfuré (liqueur fumante de Boyle).

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et modernes.
Hydrogène........	Hydrogène........	Gaz inflammable. Air inflammable..
Hydrogène arsenié.	Arséniure trihydrique.............	
Hydrogène protocarboné............	Carbure tétrahydrique............	Gaz des marais.
Hydrogène deutocarboné......... ...	Carbure bihydrique.	Gaz oléfiant.
Hydrogène protophosphoré.......	Phosphure trihydrique............	
Hydrogène perphosphoré....	Phosphure bihydrique............	
Iodures...........	Iodides et iodures..	
Protoiodure de fer..	Iodure ferreux.....	
Periodure de fer...	Iodure ferrique. ...	
Protoiodure de mercure............	Iodure mercureux..	
Deutoiodure de mercure............	Iodure mercurique.	
Iodure de plomb. ..	Iodure plombique..	
Iodure de potassium.	Iodure potassique..	Hydriodate de potasse.
Iodure de sodium..	Iodure sodique.....	Hydriodate de soude..
Mercure...........	.......Idem.......	Vif-argent.
Nitrate d'argent....	Nitrate argentique..	Cristaux de lune. Nitre lunaire. Pierre infernale.
Nitrate de potasse..	Nitrate potassique..	Salpêtre. Nitre. Sel de nitre. Sel de Prunelle. Cristal minéral.
Sous deutonitrate de mercure........	Nitrate mercurique bibasique..	Turbith nitreux.
Or.................	.......Idem.......	Soleil, roi des métaux
Oxigène..	Oxigène...........	Air déphlogistiqué. Air vital. Air pur.
Oxides.............	.......Idem.......	Chaux métalliques.
Protoxide d'antimoine..........	Oxide antimonique.	Fleurs argentines d'antimoine.
Deutoxide d'antimoine ou acide antimonieux. ...	.......Idem......	
Tritoxide d'antimoine ou acide monique.	.......Idem.......	

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Protoxide d'azote..	Oxide nitreux......	Gaz hilarant.
Deutoxide d'azote..	Oxide nitrique.....	Gaz nitreux.
Protoxide de barium.	Oxide baritique....	Terre pesante. Terre spathique.
Oxide de carbone...	Oxide carbonique..	
Protoxide d'étain...	Oxide stanneux....	Chaux d'étain.
Deutoxide d'étain ou acide stannique.	Oxide stannique...	Potée d'étain.
Protoxide de calcium............	Oxide calcique.....	Chaux.
Protoxide de cuivre.	Oxide cuivreux.....	
Deutoxide de cuivre.	Oxide cuivrique....	Oxide noir de cuivre.
Protoxide de fer....	Oxide ferreux......	
Deutoxide de fer...	Oxide ferroso-ferrique...........	Ethiops martial. Oxide noir de fer.
Tritoxide de fer. ..	Oxide ferrique.....	Oxide rouge de fer. Colcothar. Safran de mars astringent.
Oxide de magnésium...........	Oxide magnésique..	Magnésie pure. Magnésie calcinée. Magnésie décarbonatée.
Protoxide de manganèse	Oxide manganeux..	
Deutoxide de manganèse	Oxide manganique..	
Peroxide de manganèse	Suroxide manganique............	Magnésie noire. Savon des verriers.
Protoxide de mercure	Oxide mercureux...	Oxide noir de mercure.
Deutoxide de mercure	Oxide mercurique...	Précipité per se. Précipité rouge. Oxide rouge de mercure.
Protoxide de plomb..	Oxide plombeux....	Massicot. (fondu) Litharge.
Deutoxide de plomb.	Oxide plombique...	Oxide rouge de plomb. Minium. Mine orange.
Tritoxide de plomb.	Suroxide plombique	Oxide puce de plomb.
Protoxide de potassium...........	Oxide potassique...	Alcali fixe. Alcali végétal. Potasse.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Protoxide de sodium.	Oxide sodique.....	Alcali minéral. Soude caustique. Soude.
Plomb	Plomb	Saturne.
Potassium.........	Kalium............	Inconnus.
Sodium	Natrium...........	Inconnus.
Sulfates.	.......Idem.......	Vitriols.
Sulfate d'alumine..	Sulfate aluminique.	Alun.
Sulfate d'alumine et de potasse	Sulfate aluminico-potassique.......	Alun.
Sulfate d'ammoniaque............	Sulfate ammonique.	Sel ammoniacal vitriolique. Sel ammoniacal secret de Glauber.
Sulfate de barite...	Sulfate baritique. ..	Spath pesant.
Sulfate de chaux ...	Sulfate calcique.....	Sélénite.
Deutosulfate de cuivre............	Sulfate cuivrique...	Vitriol de cuivre. Vitriol bleu. Vitriol de Chypre. Couperose bleue.
Protosulfate de fer.	Sulfate ferreux....	Vitriol de fer. Vitriol vert. Couperose verte.
Sulfate de magnésie.	Sulfate magnésique.	Sel d'Egra. Sel d'Epsom. Sel de Sedlitz. Sel de Seydschutz. Sel cathartique amer.
Sous-deutosulfate de mercure.........	Sulfate mercurique tribasique.......	Turbith minéral.
Sulfate de potasse..	Sulfate potassique..	Tartre vitriolé. Arcanum duplicatum. Sel polychreste de Glaser. Sel de duobus.
Sulfate de soude...	Sulfate sodique ...	Sel de Glauber. Soude vitriolée. Sel admirable.
Sulfate de zinc....	Sulfate zincique....	Vitriol de zinc. Vitriol blanc. Couperose blanche. Vitriol de Goslard.
Sulfures..........	Sulfides et sulfures.	

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Sulfure rouge d'arsenic.	Sulfide hyparsénieux.	Réalgar. Arsenic rouge.
Sulfure jaune d'arsenic.	Sulfide arsénieux. . .	Orpin. Orpiment.
Persulfure d'arsenic.	Sulfide arsénique. . .	
Protosulfure d'antimoine.	Sulfide hypantimonieux.	Antimoine cru.
Deutosulfure d'antimoine.	Sulfide antimonieux.	
Tritosulfure d'antimoine.	Sulfide antimonique	
Protosulfure hydraté.	. . . .	Poudre des Chartreux. Kermès minéral.
Deutosulfure hydraté.	. . . .	Soufre doré.
Protosulfure de fer.	Sulfure ferreux.	Pyrites martiales.
Persulfure de fer. . .	Sulfure ferrique. . . .	
Protosulfure de mercure	Sulfure mercureux. .	Ethiops minéral. Sulfure noir de mercure.
Deutosulfure de mercure.	Sulfure mercurique.	Cinabre. Vermillon. Sulfure rouge de mercure.
Protosulfure de plomb.	Sulfure plombique.	Galène. Alquifoux.
Protosulfure de potassium.	Sulfure potassique. .	Foie de soufre. Sulfure de potasse.
Bisulfure de potassium.	. . . . Idem.	
Tri, quadri, etc. . . .	. . . . Idem.	
Tartrates.	Tartrates.	Tartrites.
Tartrate de potasse.	Tartrate potassique.	Tartrite de potasse. Sel végétal.
Bitartrate de potasse.	. . . . . . Idem.	Tartre purifié. Crême de tartre. Tartrate acide de potasse.
Tartrate de potasse et d'antimoine. . .	Tartrate antimonico-potassique.	Tartre émétique. Tartre stibié. Emétique.
Tartrate de potasse et de fer.	Tartrate ferroso-potassique.	Tartre martial. Boules de Nancy.

NOMENCLATURE française.	NOMENCLATURE suédoise et allemande.	NOMS anciens et vulgaires.
Tartrate de potasse et de soude......	Tartrate potassico-sodique.	Sel de Seignette. Sel de la Rochelle.
Urates.............	Urates.	Lithates.

Nota. Les noms de *chlorides*, *brômides*, *fluorides*, *iodides*, *sulfides*, ont été donnés par M. Berzélius aux combinaisons du chlore, du brôme, du fluor et de l'iode avec des corps moins électro-négatifs qu'eux; il a réservé les noms de *chlorures*, *brômures*, *fluorures*, *iodures et sulfures*, aux composés de ces corps avec les métaux électro-positifs. Dans les premières combinaisons, les élémens sont dans les mêmes rapports atomiques que dans les acides; dans les secondes, ces rapports sont les mêmes que dans les bases.

ARTICLE SUPPLEMENTAIRE.

Nous plaçons à la fin de ce deuxième volume, qui termine notre *Abrégé de chimie*, quelques tableaux synoptiques dans lesquels nous avons divisé et rangé, d'après leurs principales propriétés chimiques, les métaux les plus employés et les sels dont les genres et les espèces sont d'un usage plus ou moins étendu en médecine et dans les arts.

Ces tableaux, en permettant aux élèves de généraliser les principaux caractères chimiques qui appartiennent à ces corps ou à leurs composés, leur fournissent des exemples d'une méthode rationnelle aussi simple qu'exacte, pour déterminer la nature des substances sur lesquelles ils peuvent être appelés un jour à prononcer; ils forment, avec les tableaux coloriés qui accompagnent l'atlas de cet ouvrage, et représentent aussi exactement que possible les couleurs des précipités obtenus par les réactifs, un guide qui prescrit d'une manière élémentaire la marche à suivre dans les analyses qualitatives des corps les plus employés.

JE

USUELS.

à l'exception du MERCURE.

xception du MERCURE et de L'ARSENIC ; ce
ıes d'une odeur alliacée très-prononcée.

, le Nickel et le Cobalt qui sont attirés à

Ire SECTION..
s sels de protoxide de fer.
s sels de zinc.
s sels de protoxide de cobalt.
s sels de protoxide de nickel.

IIe SECTION..
s sels de cuivre.
s sels de protoxide de mercure.
s sels de protoxide de plomb.
s sels de bismuth.
s sels d'argent.
l'acide arsénieux.

IIIe SECTION..
s sels de deutoxide d'étain.
s sels de protoxide d'antimoine.

IVe SECTION..
deuto chlorure d'or.
deuto chlorure de platine.

A. OPRIÉTÉS DES GENRES *.

Sels organ, développée à une douce chaleur par l'acide
solubles, fc
d'un acide ne, ne précipitent point la solution de sulfate
et d'ur
oxide métal ne, précipitent la solution de sulfate de chaux.

acides, sans effervescence avec l'acide sul-

l'acide sulfurique, et dégagent une vapeur

rique; leur solution précipite de l'iode par

leur solution devient jaune et dégage
x.

nent de vapeurs et d'odeur sensible.

ment de vapeurs blanches très-piquantes.

leur solution devient jaune orangée par

aunâtres; précipitation d'iode par le chlore.

Sels inorg.
form d'œufs pourris.
par un acid
ral et orte d'amandes amères.
oxide méta piquante du soufre qui brûle.
ition jaunâtre et précipitation de soufre.

barite soluble dans l'acide nitrique, forment
écipité blanc.
de barite soluble dans l'acide nitrique, pro-
nt un précipité jaune serin, lorsque les phos-

barite insoluble dans l'acide nitrique.
le barite, rouge avec le protonitrate de mer-
e de plomb.
e barite soluble dans l'acide nitrique, donnent
écipité rouge briqueté.
le barite soluble dans l'acide nitrique, four-
ent un précipité jaune et un précipité vert
rre.

Not ent un sublimé d'arsenic métallique.

* Nous avons limites de notre ouvrage ne nous ayant pas permis de traiter générale ques, la nature des autres sels.

B. CARAMPLOYÉES.

Ire SECTION..... Sels à ni par les hydrosulfates, ni par
—
—

IIe SECTION..... Sels à ncentrée précipite par l'acide
— ndue d'eau, la solution des sels
— e plus.
— ipitée par l'acide sulfurique.
—

IIIe SECTION.... Sels à
Ide
Ide
Ide
Ide e de
Id ium.
Id cipi-
Id
Id
Id
Id
Id
Id

TABLE GÉNÉRALE

DES MATIÈRES

CONTENUES DANS L'OUVRAGE,

PAR ORDRE ALPHABÉTIQUE.

—

(Le chiffre romain indique le volume, et le chiffre arabe la page.)

A.

B.

C.

D.

E.

F.

G.

H.

I.

K.

L.

M.

N.

O.

P.

Q.

R.

S.

T.

U.

V.

VV.

X.

Y.

Z.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

